

Appunti di Chimica Generale

Corso di Recupero per I anno Scienze Biologiche
A.A. 2012-2013

Prof. Andrea Maldotti dr. Francesco Zamberlan

Indice

Introduzione	v
Introduzione alla quarta revisione	v
1 I Costituenti della Materia	1
2 Massa Atomica e Molecolare – La Mole	4
3 Reazioni e Rapporti Stechiometrici	8
4 Struttura Elettronica e Tavola Periodica	11
5 Il Legame Chimico	12
5.1 Legame ionico	12
5.2 Legame covalente	13
5.3 Elettronegatività	14
6 Dissoluzione dei Composti Ionici	17
7 Numero di Ossidazione	18
8 Classi di Composti Chimici Inorganici	19
8.1 Ossidi	19
8.2 Ossidi Basici	19
8.3 Idrossidi	20
8.4 Ossidi Acidi (Anidridi)	20
8.5 Ossiacidi	20
8.6 Idracidi	21
8.7 Gli acidi sono elettroliti	21
8.8 Sali	22
9 Soluzioni	25
9.1 pH	25
Tavola Periodica degli Elementi	28

Introduzione

Il Corso di Laurea in Scienze Biologiche presso l'Università degli Studi di Ferrara prevede, all'atto dell'iscrizione, un test attitudinale che spazia in vari campi: Biologia, Chimica, Matematica e Fisica. Lo scopo di questo test è di evidenziare le lacune presenti nella preparazione dei giovani neo-iscritti, in modo da approntare corsi di recupero per colmare la maggior parte delle carenze, al fine di affrontare al meglio i successivi corsi ed esami.

Grazie ad un progetto di tutorato finanziato dall'Università di Ferrara, anche nell'anno accademico 2009-10 è stato attivato un corso di recupero libero per quanto riguarda la Chimica Generale. Questo fascicolo è il risultato di tale attivazione e della collaborazione instaurata tra il docente responsabile del corso di Chimica Generale ed Inorganica per Scienze Biologiche, Prof. Andrea Maldotti, ed il tutore. Si tratta pertanto di note che danno un'introduzione basilare alla materia, corredate da molteplici esercizi e test che saranno affrontati durante lo svolgimento del corso. Gli esercizi sono ripresi in parte da manuali di Chimica Generale, mentre altri sono stati completamente inventati. Le immagini sono invece tratte dalla rete internet, in particolare dalla Wikipedia inglese. Infine, nell'appendice si trovano tutti i test di chimica somministrati negli anni precedenti, non risolti.

Si ribadisce che una cinquantina di pagine non vogliono essere e non sono assolutamente un corso di Chimica Generale ed Inorganica – molti, troppi, sono gli argomenti tralasciati –; tanto meno un libro di Chimica Generale! L'idea che sta alla base di queste pagine, e delle notti insonni passate a scriverle, è che uno studente possa sfogliare queste pagine, vedere una reazione o una figura che lo interessi e domandarsi se non gli possa risultare utile capire cosa vi sia dietro. Magari scoprendo che la Chimica non è così poi distante e fuori dal mondo ordinario come si potrebbe supporre (vista la dimensione delle molecole), ma che in realtà essa è spesso e volentieri dietro a tutto ciò con cui veniamo a contatto ogni giorno.

Ferrara, Dicembre 2009

Francesco Zamberlan

Introduzione alla quarta revisione

Anche per l'anno accademico 2012-2013 è stato attivato un corso di recupero per quanto riguarda la Chimica Generale per il primo anno di Scienze Biologiche, grazie ad un progetto di tutorato finanziato dalla Università di Ferrara.

Questa quarta revisione del presente libretto presenta un rivisto contenuto programmatico, dato lo scarso numero di ore a disposizione per affrontare tutti gli argomenti previsti.

In questi anni sono state ulteriormente aggiunte restrizioni a chi non sia in grado di superare i test dei requisiti minimi e, al contempo, i test di recupero sono stati aboliti, ritenendo risolto il debito con la sola frequentazione a tale corso.

È opinione degli autori, comprovata da quanto rilevato nei precedenti anni di effettuazione del corso, che una frequentazione il più possibile regolare delle lezioni giovi comunque allo studente e permetta di acquisire una preparazione di base necessaria. Si invitano pertanto gli studenti a seguire il più possibile le lezioni, senza disturbare più di tanto quanti fossero interessati e rispettando il docente. Molteplici tipologie di esercizi verranno affrontate ed i concetti verranno ripetuti alla nausea (entreranno per forza anche senza studiare! risparmiando così tempo agli studi successivi).

Detto questo, buon lavoro ed in bocca al lupo a tutti!

Ferrara, Settembre 2012

Francesco Zamberlan

1 Principali Costituenti della Materia

La materia è costituita da atomi. I principali costituenti dell'atomo sono mostrati nella tabella 1.1, che riporta anche alcune loro importanti caratteristiche: simbolo, carica, massa.

TABELLA 1.1: Proprietà delle particelle subatomiche. Le cariche sono espresse come multipli di $1,6 \cdot 10^{-19}$ C, carica del protone.

Particella	Simbolo	Carica	Massa (g)
Elettrone	e^-	-1	$9,1 \cdot 10^{-28}$
Protone	p	+1	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Neutrone	n	0	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Protoni e neutroni costituiscono il nucleo. Gli elettroni circondano il nucleo e il loro numero è uguale a quello dei protoni: così, la somma delle cariche risulta uguale a zero nell'atomo isolato. In figura 1.1 si può osservare una rappresentazione di un atomo. Dimensioni: raggio dell'atomo compreso tra 1 e $2,5 \text{ \AA}^1$; raggio del nucleo: $1 \cdot 10^{-5} \text{ \AA}$.

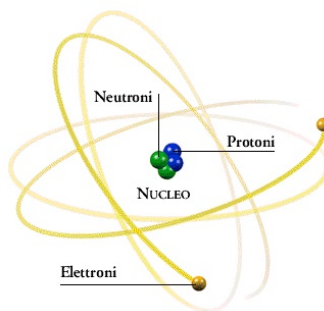


FIGURA 1.1: Rappresentazione di un atomo: protoni in blu e neutroni in verde costituiscono il nucleo; gli elettroni in giallo-arancio circondano il nucleo.

Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo viene definito **numero atomico (Z)** di quell'atomo. Numero di protoni e neutroni presenti nel nucleo atomico di un atomo viene definito **numero di massa (A)**. Il numero atomico può essere riportato in basso a sinistra del simbolo dell'atomo, il numero di massa in alto a sinistra, secondo la consuetudine $\frac{A}{Z}X$ (X è simbolo per un qualunque atomo): per esempio, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ rappresenta un atomo di cloro (Cl) con numero atomico 17 e numero di massa 35.

Atomi con stesso numero atomico Z ma diverso numero di massa A (e, quindi, diverso numero di neutroni) vengono definiti **isotopi**. Ad esempio, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ e ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ sono due isotopi del cloro: il primo contiene 20 neutroni – $(A - Z) = n$. di neutroni = $(37 - 17) = 20$ –, il secondo 18. Altri esempi di isotopi sono: ${}^{12}_6\text{C}$ e ${}^{13}_6\text{C}$, isotopi del carbonio (C); ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$, i tre isotopi dell'idrogeno (H), che sono mostrati in figura 1.2 nella pagina successiva.

Una parte di materia costituita da atomi con lo stesso numero atomico prende il nome di **elemento**. Gli elementi possono essere raggruppati in ordine di numero atomico crescente da sinistra verso destra e dall'alto verso il basso in una tavola che prende il nome di **tavola periodica degli elementi**, visibile in figura 1.3 a pagina 2. Le righe di questa tavola costituiscono i **periodi**, le colonne i **gruppi**. Le proprietà chimiche di un elemento dipendono fortemente dal numero di elettroni nello strato più esterno (elettroni di valenza).

Gli atomi si possono combinare fra loro per formare composti (molecole). Da un numero relativamente basso di elementi (poco più di cento) è possibile ottenere un

¹ $1 \text{ \AA} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

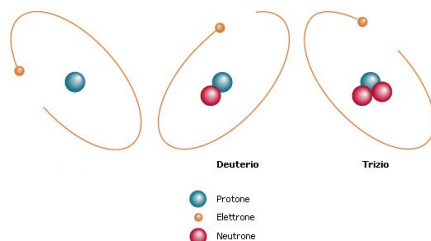


FIGURA 1.2: Isotopi dell'Idrogeno.

1 IA		Nuovo Originale																										18 VIIIA											
1 H		2 He																										2 He											
3 Li		4 Be																										10 Ne											
11 Na		12 Mg																										18 Ar											
19 K		20 Ca																										36 Kr											
37 Rb		38 Sr																										54 Xe											
55 Cs		56 Ba		57 to 71																								86 Rn											
87 Fr		88 Ra		89 to 103																								118 Uuo											
																				Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.																			
																				Design Copyright © 1997 Michael Deaton (michael@deaton.com) http://www.deaton.com/periodic/																			
																				Nota: Il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.																			
																				Design Copyright © 1997 Michael Deaton (michael@deaton.com) http://www.deaton.com/periodic/																			

FIGURA 1.3: Tavola Periodica degli Elementi.

numero elevatissimo di composti o molecole (dopo aver trattato la parte di programma dedicata al legame sarà chiaro che non tutti i composti chimici sono anche molecole).

I composti chimici e le molecole sono rappresentati per mezzo di **formule chimiche**. La formula di un composto esprime da quali atomi esso è formato e in quale rapporto si trovano gli stessi.

Per esempio: due atomi di idrogeno e uno di ossigeno costituiscono la molecola d'acqua; la formula di questo composto viene rappresentata nel modo seguente: H_2O . Altri esempi di molecole sono Cl_2 e H_2SO_4 .

Esercizi:

1. Dire quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti negli atomi dei seguenti elementi:
 - Ca: $Z = 20$, numero di massa = 40
 - Al: $Z = 13$, numero di massa = 27
 - Ar: $Z = 18$, numero di massa = 40
 - Ag: $Z = 47$, numero di massa = 107
 - Hg: $Z = 80$, numero di massa = 200
2. Dire quanti protoni, neutroni ed elettroni sono contenuti in ciascuno dei sette isotopi naturali del mercurio (in basso a sx il numero atomico, in alto a sx il numero di massa):
 $^{196}_{80}\text{Hg}$ $^{198}_{80}\text{Hg}$ $^{199}_{80}\text{Hg}$ $^{200}_{80}\text{Hg}$ $^{201}_{80}\text{Hg}$ $^{202}_{80}\text{Hg}$
3. Dire quanti atomi di ogni tipo sono presenti nelle molecole dei seguenti composti:
 - cloruro di calcio, CaCl_2
 - fosfato di alluminio, AlPO_4
 - fosfato di sodio, Na_3PO_4
 - fosfato di magnesio, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
 - nitrato di magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
 - fosfato d'ammonio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
 - glucosio, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

2 Massa degli Atomi e delle Molecole; Definizione di Mole

È conveniente esprimere la massa atomica degli atomi e delle molecole come multipli dell'**unità di massa atomica (u.m.a.)**. In questo modo è possibile trattare valori numerici relativamente semplici (se dovessimo esprimere le masse in grammi queste avrebbero valori compresi tra 10^{-24} e 10^{-22} grammi).

Una unità di massa atomica è uguale a $\frac{1}{12}$ della massa di un atomo di $^{12}_6\text{C}$, valore misurabile sperimentalmente e corrispondente a $1,6605 \cdot 10^{-24}$ g. Questa massa, ovviamente, coincide quasi esattamente con quella del protone o del neutrone. La massa atomica dell'isotopo $^{12}_6\text{C}$ sarà, quindi, uguale a 12 u.m.a. e quella del $^{35}_{17}\text{Cl}$ sarà 35 u.m.a..

Gli elementi presenti in natura sono costituiti da miscele di isotopi. Di conseguenza, la loro massa rispetto all'u.m.a. risulta essere una media pesata, che dipende dalla massa dei vari isotopi e dalla loro abbondanza relativa.

La massa media degli atomi che costituiscono un elemento in un campione naturale viene definita **Peso Atomico (PA)**. I pesi atomici degli elementi sono riportati nella tavola periodica.

Il PA del cloro per esempio risulta essere 35,453 a causa del fatto che l'elemento cloro è una miscela degli isotopi $^{35}_{17}\text{Cl}$ e $^{37}_{17}\text{Cl}$ nel rapporto di circa tre a uno.

La massa media di una molecola si ottiene sommando i pesi atomici degli elementi che la costituiscono. Il valore ottenuto prende il nome di **Massa Molecolare** o **Peso Molecolare (PM)**.

Ad esempio: $\text{PM}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{due volte il PA dell'idrogeno} + \text{una volta il peso atomico dello zolfo (S)} + \text{quattro volte il peso atomico dell'ossigeno (O)} = 98 \text{ u.m.a.}$

Quando avviene una reazione sono coinvolti un numero elevatissimo di atomi o di molecole; si rende così necessario definire una quantità di materia facilmente misurabile che contenga sempre lo stesso numero di atomi o di molecole.

Una mole di un qualsiasi elemento corrisponde sempre ad una quantità in grammi pari al peso atomico dell'elemento; una mole di un qualsiasi composto corrisponde sempre ad una quantità in grammi pari al peso molecolare del composto. Una mole di una qualsiasi sostanza contiene sempre un numero di Avogadro di molecole: $6,022 \cdot 10^{23}$.

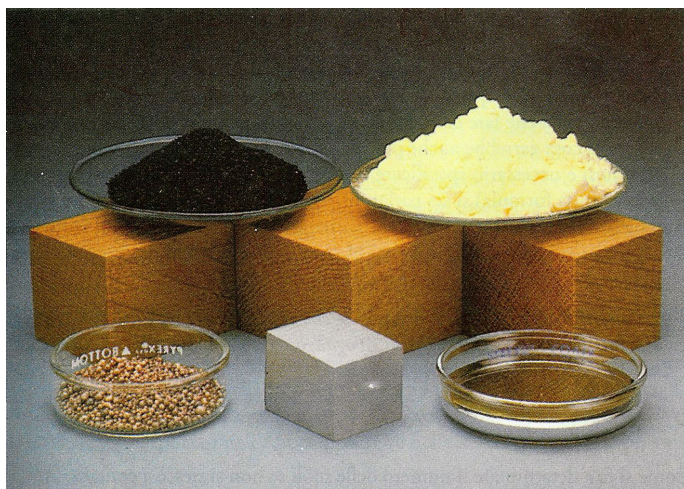


FIGURA 2.1: Ognuno dei campioni illustrati contiene una mole (1 mol) di atomi dell'elemento: in senso orario dall'angolo superiore destro troviamo 32 g di zolfo, 201 g di mercurio, 207 g di piombo, 64 g di rame, 12 g di carbonio.

Da quanto detto risultano due importanti affermazioni:

La relazione fra la massa di un elemento in grammi, il suo peso atomico e il corrispondente numero di moli (n) è:

$$n = \frac{g}{PA} \quad (2.1)$$

La relazione fra la massa di un composto in grammi, il suo peso molecolare e il corrispondente numero di moli (n) è:

$$n = \frac{g}{PM} \quad (2.2)$$

Esercizi:

1. Calcolare la massa molecolare dell'acido solforico, H_2SO_4 .

La molecola di acido solforico è costituita da: 2 atomi di idrogeno (massa di H = 1 u.m.a.), 1 atomo di zolfo (massa di S = 32 u.m.a.), 4 atomi di ossigeno (massa di O = 16 u.m.a.); la sua massa molecolare risulta:

$$2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u.m.a.}$$

2. Calcolare la massa molecolare del fosfato di calcio, $Ca_3(PO_4)_2$.

La molecola del fosfato di calcio è costituita da: 3 atomi di calcio (massa di un atomo di Ca = 40 u.m.a.), 2 atomi di fosforo (1 per ogni gruppo fosfato; massa di un atomo di P = 31 u.m.a.), 8 atomi di ossigeno (4 per ogni gruppo fosfato; massa di un atomo di O = 16 u.m.a.); la sua massa molecolare sarà:

$$3 \cdot 40 + 2 \cdot 31 + 8 \cdot 16 = 310 \text{ u.m.a.}$$

3. Calcolare la massa molecolare dei seguenti composti:

- cloruro di magnesio, $MgCl_2$;
- fosfato di sodio, Na_3PO_4 ;
- acido perclorico, $HClO_4$;
- nitrato di magnesio, $Mg(NO_3)_2$;
- carbonato di calcio, $CaCO_3$;
- solfato di alluminio, $Al_2(SO_4)_3$;
- fosfato ferroso, $Fe_3(PO_4)_2$;
- caffeina, $C_8H_{10}O_2N_4$

4. A quante moli di atomi corrispondono 56 g di carbonio?

Sappiamo che un atomo di C ha massa 12 u.m.a.; applichiamo la relazione (2.1) per calcolare il numero di moli ed otteniamo:

$$\frac{56}{12} = 4,67 \text{ moli di atomi di C.}$$

5. Quanti atomi di zolfo sono contenuti in 80 g di zolfo?

6. Calcolare la massa, in grammi, di un atomo di azoto.

Sappiamo che: un atomo di azoto ha massa 14 u.m.a.; una mole di atomi d'azoto ha massa 14 g e contiene $6.02 \cdot 10^{23}$ atomi di N. La massa in grammi di un atomo di azoto sarà data dalla massa di una mole di atomi divisa per il numero di atomi contenuti in una mole:

$$\frac{14}{6.02 \cdot 10^{23}} = 2,32 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

7. Qual è la massa in grammi di $5,5 \cdot 10^{24}$ atomi di ossigeno?

Calcoliamo innanzitutto a quante moli di atomi corrispondono $5,5 \cdot 10^{24}$ atomi di O: poiché una mole di atomi contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi, abbiamo:

$$\frac{5,5 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 9,14 \text{ moli di atomi}$$

Sappiamo che un atomo di O ha massa 16 u.m.a.; di conseguenza, applicando la (2.1) riarrangiata per ricavarne la massa, si ottiene che 9,14 moli di atomi di O avranno massa $9,14 \cdot 16 = 146,24$ g.

8. Quante moli di idrossido di sodio (NaOH) son contenute in 100 g di Na(OH)?
9. Calcolare quante moli di composto sono presenti in
- 50 g di acido solforico H_2SO_4 ;
 - 50 g di etano C_2H_6 ;
 - 50 g di cloro Cl_2 ;
 - 50 g di fosfato di calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - 80 g di solfato di alluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - 40 g di acido fosforico H_3PO_4 .
10. Convertite i grammi in moli e viceversa:
- a. 1 mole Hg;
 - b. 0.100 mmol di acido solforico;
 - c. 1 kg di H_2O ;
 - d. 223.26 g di Fe
 - e. 0.120 kmol di Na_2CO_3 ;
 - f. 6.00 kmol di H_2O ;
 - g. a quanti atomi corrispondono 72.59 g di Ge?
11. Un ugual numero di moli di composti solidi differenti:
- a. contiene lo stesso numero di molecole;
 - b. occupa lo stesso volume;
 - c. ha la stessa massa;
 - d. contiene lo stesso numero di atomi.
12. A quanti grammi corrispondono 2.5 moli di H_2O ?
13. Qual è il numero di molecole contenute in 1.5 moli di CO_2 ?
14. Di $6,90 \cdot 10^{24}$ atomi di Fe calcolare: a) le moli; b) i grammi.
15. Il peso di una mole di BaSO_4 è 233.5 g/mol. Calcolare a quanti grammi corrispondono 17.00 moli di BaSO_4 .
16. Una tazzina di caffè contiene 3,14 mol di molecole di acqua; quante molecole H_2O vi figurano?
17. Una moneta di rame ha massa 3,20 g. Supponiamo sia fatta di rame puro; quante moli di atomi di Cu contiene, posto che la massa molare di Cu sia 63,54 g/mol?
18. Un contenitore per il riciclaggio conteneva al termine di una giornata 5,4 kg di alluminio. Quante moli di atomi di Al vi corrispondono, se la massa molare di Al è 26,98 g/mol?

-
19. L'allume di rocca ha formula molecolare $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. Si calcoli il peso molecolare, il numero di moli in 1 kg, il peso in grammi di 1 kg di sostanza, ed infine il numero di molecole presenti, sempre in 1 kg di allume.
20. Si calcoli la massa molare di (i) etanolo C_2H_5OH ; (ii) solfato di rame pentaidrato; (iii) fenolo C_6H_5OH .
21. Si calcoli il numero di moli di molecole $OC(NH_2)_2$ in $2,3 \cdot 10^5$ kg di urea, sostanza utilizzata nelle creme per il viso e, su scala alquanto più grande, come concime agricolo.
22. Si calcoli il numero di moli di $Ca(OH)_2$ in 1,00 kg di calce spenta, utilizzato per regolare l'acidità dei terreni.
23. Quale massa di idrogenosolfato di sodio anidro dovrete pesare per ricavare 0,20 mol di $NaHSO_4$?
24. Quale massa di acido acetico dovrete pesare per ricavare 1,5 mol di CH_3COOH ?
25. Una certa operazione chimica richiede che reagiscano con 0,683 mol di atomi di rame non meno di 0,683 mol di atomi di zolfo. (a) Quanti atomi di zolfo occorrono? (b) Quante molecole di zolfo, S_8 , sono necessarie? (c) Quale massa di zolfo occorrerà?

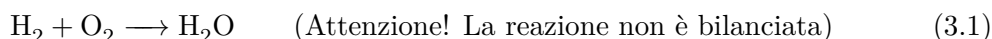
3 Reazioni e Rapporti Stechiometrici

Una **reazione chimica** consiste in una ridistribuzione degli atomi che costituiscono le specie chimiche **reagenti** per formare altre specie chimiche chiamate **prodotti**.



Le reazioni si rappresentano mediante **equazioni chimiche** dove compaiono le formule dei reagenti e dei prodotti. La freccia deve essere considerata come il segno di uguale di una normale equazione matematica.

Un esempio di reazione chimica è quella che porta alla formazione di acqua a partire da idrogeno e ossigeno:



In un processo chimico nulla si crea e nulla si distrugge (ma tutto si trasforma), quindi qualità e quantità degli atomi che compaiono a sinistra dell'equazione devono essere uguali a quelle che si trovano a destra. Questo non si verifica nella reazione (3.1) sopra riportata che deve, quindi, essere bilanciata. Questa operazione viene fatta introducendo opportuni **coefficienti stechiometrici** davanti alla formula dei composti:



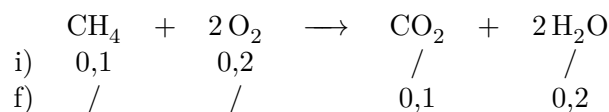
Il significato chimico di questa equazione è che due molecole di idrogeno necessitano di una molecola di ossigeno per reagire e formare due molecole di acqua. Da quanto detto, si deduce che due moli di idrogeno necessitano per reagire di una mole di ossigeno per formare due moli di acqua.

Se nell'equazione si utilizza una sola freccia rivolta da sinistra verso destra significa che i reagenti (idrogeno e ossigeno in (3.1) e (3.2)) reagiscono completamente se mescolati nel giusto rapporto stechiometrico (2:1 in questo caso; cfr. (3.2)) e che, alla fine del processo, i reagenti si sono trasformati completamente nei prodotti (due moli di H_2O in questo esempio). In questi casi si dice che la reazione va a completezza, o che è spostata completamente verso destra, o che avviene con una resa del 100%.

Esempio:

Quante moli di prodotti si ottengono mettendo a reagire 0,2 moli di metano con 0,2 moli di ossigeno?

Risposta:



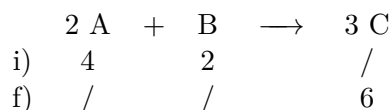
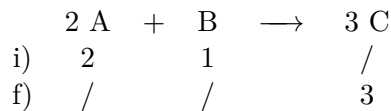
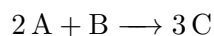
La riga *i*) dà le condizioni iniziali in cui ci si trova: a disposizione si hanno 0,1 moli di CH_4 e 0,2 moli di O_2 . Ora si considerino le quantità dei singoli reagenti a disposizione ed il loro rapporto stechiometrico: se si avessero 0,1 moli di CH_4 , dal rapporto stechiometrico dato dalla reazione bilanciata di $1 : 2 = 1 \text{ CH}_4$ “che sta a” 2 di O_2 – si vede che si avrebbe bisogno di 0,2 moli di O_2 perché la reazione proceda; al contrario, se si avessero “solo” 0,2 moli di O_2 , sempre dal rapporto stechiometrico si deduce che occorrerebbero 0,1 moli di CH_4 perché la reazione possa avere luogo.

Tutto ciò è in linea con le quantità di reagenti che sono date. A reazione finita, quindi, la condizione finale, data dalla riga *f*), vedrà quindi scomparire ovviamente chi ha reagito completamente e comparire le moli dei prodotti di reazione nei rapporti previsti, ancora una volta, dai coefficienti stechiometrici.

Questo è un altro esempio di reazione di combustione.

Esempio:

Di seguito vengono riportati alcuni casi per una generica reazione tra A e B per formare C. I numeri riportati sotto la reazione rappresentano le moli di reagenti e prodotti in condizioni iniziali e in condizioni finali.

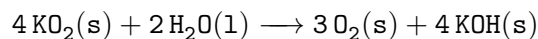


Esercizi:

1. Si bilancino le seguenti equazioni chimiche:

- a. $H_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl$
- b. $Na + O_2 \longrightarrow Na_2O$
- c. $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
- d. $Fe + O_2 \longrightarrow FeO$
- e. $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$
- f. $KOH + SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$
- g. $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
- h. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
- i. $NH_3 \longrightarrow N_2 + H_2$
- j. $Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$
- k. $CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$
- l. $KOH + HMNO_4 \longrightarrow KMNO_4 + H_2O$
- m. $H_2S + NaOH \longrightarrow Na_2S + H_2O$
- n. $Li + O_2 \longrightarrow Li_2O$
- o. $Li_2O_2 \longrightarrow Li_2O + O_2$
- p. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$
- q. $TiCl_4 + H_2O \longrightarrow TiO_2 + HCl$
- r. $TiCl_4 + O_2 \longrightarrow TiO_2 + Cl_2$
- s. $CH_4 + H_2O \xrightarrow[700-1000^\circ C]{Ni} CO + H_2$
- t. $CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$
- u. $CH_3OH + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$

2. Data la reazione chimica seguente, quante moli di O_2 si formano se reagiscono 4 moli di KO_2 e 2 di H_2O ?

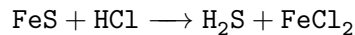


3. L'idrossido di potassio formato nell'equazione dell'esercizio precedente può reagire con l'anidride carbonica mediante la reazione:



Si dicano quante moli di KHCO_3 si formano nelle condizioni descritte all'esercizio precedente.

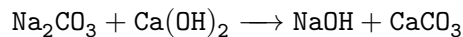
4. 3,55 g di FeS reagiscono con un eccesso di HCl . Dopo aver bilanciato la reazione, calcolare quanti grammi di H_2S si formano.



5. Si bilancino le seguenti equazioni chimiche:

- a. $\text{BCl}_3 + \text{P}_4 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{BP} + \text{HCl}$
- b. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{Zn}_3\text{Sb}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn(OH)}_2 + \text{SbH}_3$
- d. $\text{BaO} + \text{P}_4\text{O}_{10} \longrightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
- e. $\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- f. $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4) \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O}$

6. NaOH si può preparare per reazione tra Na_2CO_3 con Ca(OH)_2 .



Dopo aver bilanciato la reazione, si calcolino quanti grammi di NaOH si ottengono trattando 1 kg di Na_2CO_3 con Ca(OH)_2 .

4 Struttura Elettronica e Tavola Periodica degli Elementi

Dalla distribuzione degli elettroni negli atomi risulta evidente che le configurazioni elettroniche esterne si ripetono in modo periodico. Le proprietà chimiche dipendono da tali configurazioni e, quindi, variano con periodicità all'aumentare del numero atomico.

Cosa troviamo in ciascun gruppo della tavola periodica? Troviamo atomi che hanno la stessa configurazione elettronica per quanto riguarda gli elettroni più esterni (**guscio di valenza**). Questi atomi presentano forti analogie dal punto di vista chimico, con esclusione dell'idrogeno a causa delle sue limitate dimensioni.

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 www.chem.mcgill.ca/~mcmurry/chem321/periodic/

Nota il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

FIGURA 4.1: Tavola Periodica degli Elementi

Tutti gli elementi dell'ottavo gruppo prendono il nome di **gas nobili**.

Tutti gli elementi tendono a reagire scambiando elettroni oppure mettendoli in compartecipazione per raggiungere la configurazione stabile dei gas nobili.

Gli elementi del settimo gruppo costituiscono gli **alogeni**.

Gli elementi a sinistra della tavola periodica hanno caratteristiche metalliche. Quelli a destra sono non metalli.

I **metalli** sono caratterizzati dalla presenza del legame metallico, che li rende solidi a temperatura ambiente, duttili² e malleabili³, lucenti, buoni conduttori elettrici e termici, formano facilmente ioni positivi; i **non metalli** possono essere solidi, liquidi o gassosi a temperatura ambiente, opachi, non sono duttili né malleabili, non conducono calore né corrente elettrica, ovvero sono isolanti termici ed elettrici, formano spesso composti covalenti, e quando formano composti ionici, vi figurano come ioni negativi.

Gli elementi del primo gruppo prendono il nome di **metalli alcalini**, quelli del secondo gruppo sono i metalli **alcalino terrosi**.

Gli elementi nella parte centrale della tabella non presentano caratteristiche del tutto metalliche o del tutto non metalliche: per questo vengono definiti **elementi anfoteri**.

²Possono essere ridotti in fili.

³Possono essere ridotti in lamine.

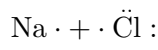
5 Il Legame Chimico

Tutte le teorie sul legame chimico si basano sul fatto che gli atomi si legano tra loro attraverso interazioni di natura elettrostatica.

Si useranno d'ora in avanti i **simboli di Lewis**, che sono il riepilogo visivo degli elettroni nello strato di valenza dell'atomo considerato: attorno al simbolo dell'elemento si disegnano tanti puntini quanti sono gli elettroni presenti nello strato più esterno, tenendo presente che gli elettroni spesso e volentieri formano coppie.

5.1 Legame ionico

Il legame ionico ha origine dall'attrazione elettrostatica tra cationi e anioni. Vediamo come esempio il legame fra sodio e cloro nel cloruro di sodio.



Il sodio ha grande tendenza a cedere un elettrone per raggiungere la configurazione stabile del gas nobile più vicino, mentre il cloro ha grande tendenza ad acquistarlo per arrivare allo stesso risultato. Si ha, quindi, la formazione di ioni Na^+ e Cl^- tenuti insieme da attrazioni elettrostatiche. La formula del composto ottenuto è: NaCl .

NaCl è un solido costituito da ioni positivi e ioni negativi il più possibile vicini tra loro, come mostrato nella figura seguente. Solidi costituiti da cationi e anioni tenuti insieme da forze di attrazione coulombiane vengono definiti **solidi ionici**.

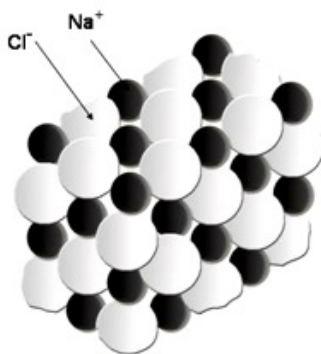


FIGURA 5.1: Nel cloruro di sodio solido, un composto ionico, gli ioni sono tenuti assieme dall'attrazione tra le loro cariche opposte.

Va sottolineato il fatto che in un solido ionico non sono presenti molecole ben definite, ma cationi e anioni in un ben preciso rapporto. Di conseguenza, la formula del composto dice semplicemente in quale rapporto si trovano questi ioni. Nel cloruro di sodio, per esempio, non esistono entità discrete di NaCl ma ioni Na^+ e Cl^- nel rapporto 1:1. Per quanto detto nel caso di composti ionici è più corretto parlare di **peso formula** anziché di peso molecolare.

Esempi:

1. Quale formula ha il fluoruro di calcio?

Risposta: $\text{Ca} + 2\text{F}$ si legano a seguito della formazione di ioni Ca^{2+} e F^- . La formula del composto ottenuto è CaF_2 .

2. Quale formula ha l'ossido di sodio?

$\text{Na} + \text{O}$ si legano a seguito della formazione di ioni Na^+ e O^{2-} . La formula del composto ottenuto è Na_2O .

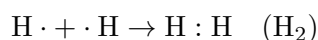
3. **Esercizio:** Si scrivano le formule di (a) cloruro di magnesio; (b) solfuro di magnesio e (c) solfuro di alluminio.

5.2 Legame covalente

Questo tipo di legame è dovuto alla condivisione tra due atomi di una o più coppie di elettroni. I due atomi risultano legati per effetto dell'attrazione elettrostatica tra i due elettroni e i nuclei (**Teoria a coppia di elettroni di Lewis**). Secondo questa teoria gli atomi, nel formare legami covalenti, condividono elettroni, tendendo a raggiungere la configurazione elettronica stabile di un gas nobile. Questo principio prende il nome di **regola dell'ottetto**, visto che, a parte l'elio, i gas nobili sono caratterizzati dalla presenza di otto elettroni nel guscio di valenza (attenzione che ci sono numerosissime eccezioni alla regola dell'ottetto).

I legami fra i vari atomi possono essere singoli, doppi, tripli. I composti che si formano sono vere e proprie molecole.

Vediamo di descrivere il legame tra due atomi di idrogeno per formare la molecola di idrogeno attraverso la teoria di Lewis. Gli elettroni del guscio più esterno vengono definiti elettroni di valenza e rappresentati con un punto se sono spaiati o con un trattino se sono in coppia nello stesso orbitale.



I due atomi di idrogeno mettono in compartecipazione i loro due elettroni. Il **doppietto di elettroni** con la propria carica negativa tiene legati fra di loro i due nuclei positivi degli atomi di idrogeno. Il sistema guadagna in energia perché ambedue gli atomi di idrogeno hanno raggiunto la configurazione del gas nobile elio.

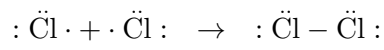
La formula di struttura della molecola di idrogeno secondo Lewis è la seguente:

H—H il doppietto condiviso si rappresenta con un trattino.

La scrittura precedente è detta **struttura di Lewis**, che mostra gli atomi mediante i rispettivi simboli chimici, il legame covalente per mezzo di trattini; le coppie solitarie di elettroni che dovessero rimanere, come si può vedere più sotto, come coppie di puntini.

Se il doppietto di elettroni viene condiviso fra due atomi uguali il legame covalente viene definito **omeopolare**.

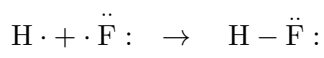
Un altro esempio di molecola biatomica con legame covalente omeopolare è la molecola di cloro.



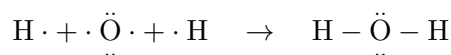
Ad esclusione dei gas nobili, tutti gli elementi non metallici esistono allo stato di molecole in cui gli atomi sono tenuti insieme da legami covalenti omeopolarari. In particolare, si possono avere molecole biatomiche come H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 o poliatomiche come P_4 e S_8 .

La condivisione di coppie di elettroni tra atomi diversi determina la formazione di legami covalenti **eteropolarari**. Alcuni esempi sono riportati di seguito.

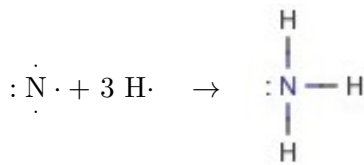
Acido fluoridrico:



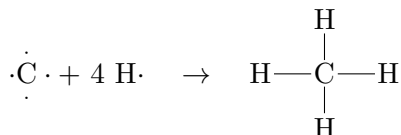
Acqua:



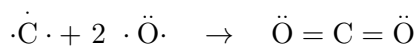
Ammoniaca:



Metano:



Anidride carbonica:

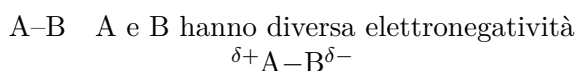


Esercizio: Si scriva la formula delle seguenti molecole secondo la Teoria a coppia di elettroni di Lewis: H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , I_2 , HI , H_2S , C_2H_6 , C_3H_8 , S_8 , CH_2O , NF_3 .

5.3 Elettronegatività

Il legame covalente fra due atomi diversi (eteropolare o eteronucleare) è sempre polarizzato poiché il doppietto di legame non è mai equamente condiviso tra due atomi diversi; la tendenza di un atomo in un composto ad attrarre su di sé gli elettroni di legame prende il nome di **elettronegatività**.

Quando in una molecola AB gli atomi A e B hanno una diversa tendenza ad attrarre elettroni di legame, ossia hanno una diversa elettronegatività, si ha uno spostamento del doppietto elettronico verso l'atomo più elettronegativo (ad esempio B). Così, si determina un eccesso di carica negativa (δ^-) su B e un eccesso di carica positiva (δ^+) su A: si ha formazione del legame covalente polarizzato:



La molecola biatomica che si forma è polare perché presenta due centri di cariche opposte e diventa sede di un unico momento di dipolo (μ). La carica corrisponde ad una frazione della carica elementare.

Il momento di dipolo è uguale al prodotto della carica (δ) per la distanza tra le due cariche (l) e si misura in Debye (Coulomb x Metro); è una grandezza vettoriale rappresentabile con un vettore diretto verso la carica negativa.

Il legame ionico può essere considerato un caso limite del legame covalente polarizzato che si verifica quando la differenza di elettronegatività fra i due atomi A e B è molto elevata: nel caso del legame ionico, infatti, il doppietto viene totalmente trasferito su B e il valore di δ^- diventa uguale a -1 mentre quello di δ^+ diventa uguale a $+1$. Possiamo così dire che elementi con elettronegatività molto diversa formano composti ionici: è buona regola pratica considerare che una differenza di elettronegatività di circa 2 significa una ionicità del legame tale da farlo considerare ionico; per differenze di elettronegatività minori di circa 1,7 è preferibile invece una descrizione di legame come covalente.

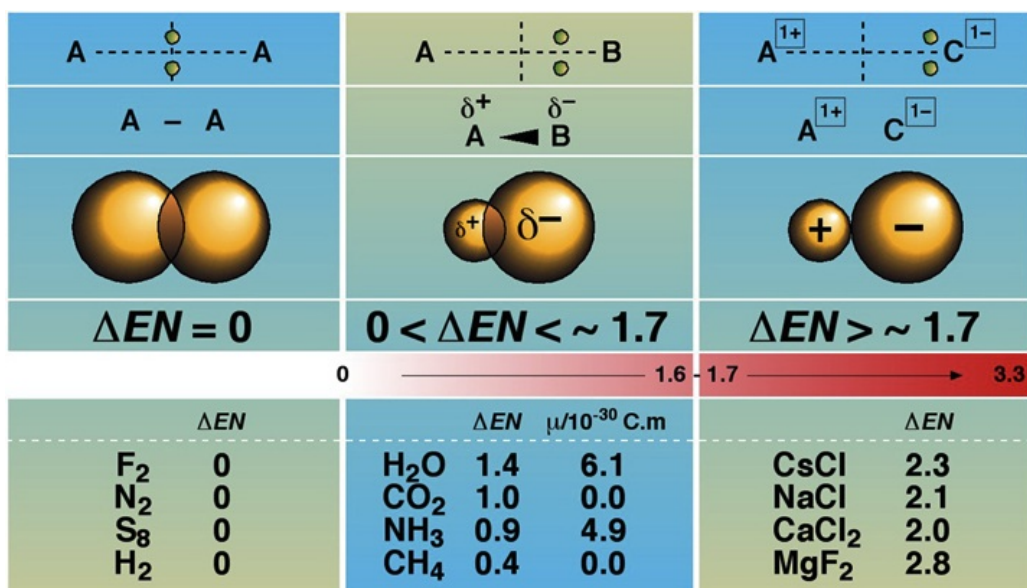


FIGURA 5.2: L'elettronegatività di un atomo all'interno della molecola ha una grande influenza sul tipo di legame formato. ΔEN è la differenza di elettronegatività.

Se $\Delta EN = 0$, entrambi gli atomi hanno la stessa elettronegatività: nessuno dona un elettrone all'altro, ma il doppietto elettronico è equamente condiviso tra i due nuclei. Si forma legame covalente.

Se $\Delta EN \leq 1,7$, uno degli atomi attrae il doppietto elettronico di legame più dell'altro atomo: si forma un legame covalente polare. L'atomo con la maggiore elettronegatività diventa parzialmente carico negativamente (δ^-) mentre l'altro è parzialmente carico positivamente (δ^+).

Se $\Delta EN > 1,7$, la differenza di elettronegatività è abbastanza grande, tale per cui l'atomo con la maggiore elettronegatività attrae l'elettrone dal secondo atomo: si formano ioni positivi e negativi che si attraggono per mezzo del legame ionico. Il confine tra legame covalente polare e legame ionico è alquanto arbitrario: è chiaro però che maggiore è la differenza di elettronegatività, maggiore la probabilità che possa formare un legame ionico.

6 Dissoluzione di Composti Ionici e Proprietà Elettrolitiche

La figura in questa pagina schematizza il processo di dissoluzione di un composto ionico come NaCl in un solvente polare come l'acqua. Cationi e anioni vengono circondati da molecole d'acqua che si orientano in funzione della carica dello ione (**solvatazione**). Segue poi un processo di dissociazione che porta alla separazione degli ioni stessi.

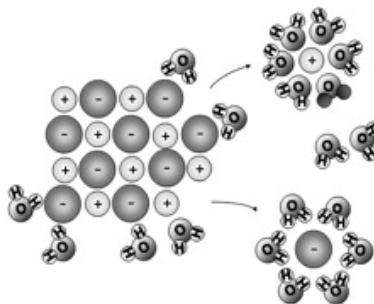


FIGURA 6.1: Quando un solido ionico si scioglie in acqua, si dissocia. Alcune molecole d'acqua circondano e si associano con ciascun ione negativo e positivo. Si noti che gli ioni positivi sono attratti dall'atomo di ossigeno dell'acqua (più negativo), mentre gli ioni negativi sono attratti dall'atomo di idrogeno dell'acqua, maggiormente positivo.

È chiaro allora che i solventi apolari non dissolvono gli ioni: si tenga a tal fine presente la regola del **simile scioglie simile**.

Soluzioni di composti ionici possono condurre la corrente: i composti ionici vengono, quindi, definiti **elettroliti**.

In particolare, un **elettrolita forte** è una sostanza che si scioglie formando una soluzione in cui essa è del tutto dissociata nei suoi ioni, mentre un **elettrolita debole** è una sostanza che sciogliendosi forma una soluzione in cui solo una piccola parte delle sue molecole sono dissociate in ioni.

7 Numero di Ossidazione

Il numero d'ossidazione è la carica formale che un elemento assume in un composto se si ammette che gli elettroni di legame siano localizzati completamente sull'elemento più elettronegativo.

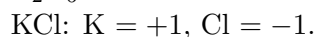
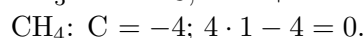
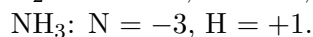
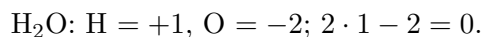
La tavola periodica riporta alcuni comuni numeri di ossidazione per ogni elemento.

Il numero di ossidazione è di grande utilità per scrivere la formula dei composti e per prevedere in quale senso avviene lo scambio di elettroni fra specie chimiche di natura diversa.

Alcune **regole** importanti per assegnare i numeri di ossidazione degli elementi nei composti:

- la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi che costituiscono una molecola deve essere uguale a zero;
- in un ione la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi deve essere uguale alla carica dello ione stesso;
- il numero di ossidazione di una sostanza allo stato elementare è zero;
- i metalli hanno sempre numeri di ossidazione positivi; in particolare, i metalli alcalini presentano numero di ossidazione +1, gli alcalino-terrosi +2;
- il fluoro ha sempre numero di ossidazione -1 ;
- l'ossigeno ha numero di ossidazione -2 , tranne in OF_2 ($+2$) e nei perossidi (-1);
- l'idrogeno ha numero di ossidazione $+1$, tranne che negli idruri (-1).

– Esempi:



Esercizio: Si calcoli il numero di ossidazione dei diversi elementi all'interno dei composti elencati: a. H_2O_2 ; b. NaBH_4 ; c. $\text{Ca}(\text{OH})_2$; d. NaOH ; e. KMnO_4 ; f. HClO ; g. CO_2 ; h. CH_4 ; i. Li_2O ; j. MgCl_2 ; k. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; l. Na_2S ; m. HClO_3 ; n. NaClO_4 ; o. MgO ; p. AlF_3 ; q. HClO_2 ; r. H_2CO_3 ; s. MnO_2 ; t. MnSO_4 ; u. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

8 Alcune Importanti Classi di Composti Chimici Inorganici

8.1 Ossidi

Sia i metalli che i non metalli formano nei loro numeri di ossidazione positivi composti con l'ossigeno che prendono il nome di **ossidi**. Gli ossidi formati da metalli e ossigeno sono denominati, sulla base del loro comportamento chimico, **ossidi basici**. Gli **ossidi acidi** sono quelli formati da un non metallo e ossigeno e vengono anche chiamati **anidridi**.

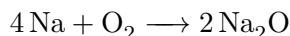
Alla parola ossido o anidride si fa seguire un attributo formato dalla radice del nome dell'elemento e da un suffisso: **-oso** se il composto è riferito al numero di ossidazione più basso e **-ico** se il composto è riferito al numero di ossidazione più alto. Per composti derivati da elementi con un solo numero di ossidazione si può usare la preposizione **di** seguita dal nome dell'elemento.

Può accadere che alcuni non metalli presentino più di due numeri di ossidazione. In questi casi si usa spesso la seguente nomenclatura dal numero di ossidazione più basso a quello più alto: prefisso **ipo-** e il suffisso **-oso**; suffisso **-oso**; suffisso **-ico**, prefisso **per-** e suffisso **-ico**.

Vengono talora adoperati nella designazione degli ossidi, come anche di tutti i composti formati da due elementi (composti binari), i prefissi **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**.

8.2 Ossidi Basici

Il composto che si forma per reazione del sodio elementare e l'ossigeno è un esempio di ossido basico:



Tutte le formule degli ossidi metallici si scrivono facilmente tenendo conto che in questi composti l'ossigeno ha sempre n.o. -2 .

Quale sarà la formula dell'Ossido di Litio?

Per rispondere andiamo a vedere qual è il n.o. del Litio. Il Litio (Li), come tutti gli elementi del primo gruppo, ha una grande tendenza a perdere un elettrone e ha, quindi, n.o. $+1$. Sapendo che la somma dei numeri di ossidazione degli elementi che costituiscono un composto deve essere uguale a zero, la formula dell'ossido di litio non può che essere Li_2O .

Quella dell'ossido di potassio sarà K_2O .

Scriviamo la formula di un ossido di un elemento metallico del secondo gruppo.

Tutti questi elementi hanno grande tendenza a cedere due elettroni formando composti con n.o. $+2$ (vedi tavola periodica). Quindi la formula dell'ossido di bario è BaO . CaO , SrO sono rispettivamente l'ossido di calcio e l'ossido di stronzio.

Molti elementi di transizione hanno caratteristiche metalliche. Combinandosi con l'ossigeno possono, quindi, formare degli ossidi basici.

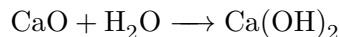
Prendiamo come esempio il ferro (Fe). La tavola periodica ci dice che i suoi due stati di ossidazione più comuni sono $+2$ e $+3$. Potremo scrivere, quindi due ossidi di ferro: FeO e Fe_2O_3 . Il primo prende il nome di ossido ferroso, il secondo di ossido ferrico.

Altrettanto si può dire per il rame (Cu): ossido rameoso: Cu_2O ; ossido rameico: CuO .

La differenza di elettronegatività fra l'ossigeno e un metallo è talmente elevata che **tutti gli ossidi basici possono essere considerati composti ionici**. A temperatura ambiente e pressione atmosferica sono tutti allo stato solido.

8.3 Idrossidi

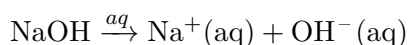
Gli idrossidi si ottengono **per reazione degli ossidi basici con l'acqua**. La nomenclatura segue quella degli ossidi sostituendo alla parola ossido il termine **idrossido**. Ad esempio, l'ossido di calcio posto in acqua forma l'idrossido di calcio secondo la seguente reazione:



Lo ione OH^- prende il nome di **ossidrile**.

Le formule degli idrossidi si scrivono mettendo tanti ioni ossidrile quante sono le cariche positive del catione (vedi n.o.), secondo la formula generale $\text{M}^x(\text{OH})_x$, dove M è un generico metallo ed x il numero d'ossidazione dello stesso. Si avranno quindi: (i) idrossido di sodio: NaOH ; (ii) idrossido ferroso: $\text{Fe}(\text{OH})_2$; (iii) idrossido rameico: $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Gli idrossidi sono **composti ionici** e si comportano da elettroliti forti dissociandosi completamente in acqua:



Gli elettroliti che dissociandosi liberano ioni OH^- vengono chiamati **basi secondo la definizione data da Arrhenius**.

8.4 Ossidi Acidi (Anidridi)

Sono composti binari costituiti da un elemento con caratteristiche non metalliche e l'ossigeno. La differenza di elettronegatività fra il non metallo e l'ossigeno è tale per cui il legame in questo caso è covalente. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è sempre -2 .

Vediamo di scrivere la formula di alcuni importanti ossidi acidi.

Lo zolfo nei due stati di ossidazione $+4$ e $+6$ forma due importanti ossidi acidi. Scriviamo la loro formula: SO_2 e SO_3 rispettivamente. Da quanto detto in precedenza la prima prende il nome di anidride solforosa e la seconda di anidride solforica. Ambedue sono gassose a temperatura ambiente e pressione atmosferica.

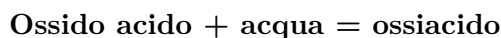
Per il fosforo si hanno: (i) Anidride fosforosa: P_2O_3 (n.o.: $+3$); (ii) Anidride fosforica: P_2O_5 (n.o.: $+5$).

Due importanti ossidi del carbonio (ambedue gassosi) sono infine il monossido di carbonio CO con n.o. $+2$ ed il biossido di carbonio o anidride carbonica CO_2 con n.o. $+4$.

Segue ora un esempio da cui si deduce che la nomenclatura in uso per alcuni composti non segue le semplici regole descritte fino ad ora. Scriviamo infatti la formula degli ossidi di azoto (tutte specie gassose). La tavola periodica ci dice che i n.o. positivi dell'azoto sono: $+1$, $+2$, $+3$, $+4$, $+5$. Le formule dei rispettivi ossidi e il loro nome maggiormente usato sono i seguenti: N_2O : protossido di azoto; NO : monossido di azoto; N_2O_3 : anidride nitrosa; NO_2 : biossido di azoto; N_2O_4 : anidride nitroso-nitrica; N_2O_5 : anidride nitrica.

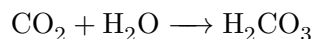
8.5 Ossiacidi

Gli ossiacidi sono composti che derivano formalmente dalle anidridi per addizione di acqua:



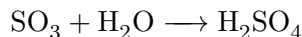
La formula di un ossiacido si costruisce addizionando alla formula dell'anidride corrispondente gli atomi di una molecola d'acqua. Nella formula dell'ossiacido prima si scrive l'idrogeno, poi l'elemento non metallico ed infine l'ossigeno. Al nome dell'acido sono associati gli stessi suffissi e prefissi che caratterizzano l'anidride da cui esso deriva.

Ad esempio, l'anidride carbonica forma l'acido carbonico secondo la seguente reazione:



Scriviamo la formula dell'acido solforico.

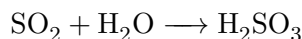
Visto che il suffisso è -ico, il numero di ossidazione dello zolfo è +6 e di conseguenza l'anidride corrispondente è l'anidride solforica di formula SO_3 ; la formula dell'acido solforico si ottiene semplicemente aggiungendo una molecola d'acqua all'anidride:



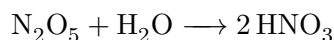
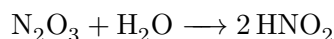
È anche possibile scrivere direttamente la formula dell'acido solforico senza passare attraverso quella della sua anidride. Infatti, l'acido solforico deve essere costituito da idrogeno, zolfo e ossigeno; questi devono essere scritti nell'ordine seguente: H S O.

Sapendo che il n.o. dell'idrogeno è +1, quello dell'ossigeno è -2 e quello dello zolfo in questo caso è +6, la formula non può essere che così: H_2SO_4

L'acido solforoso si ottiene per reazione dell'anidride solforosa con acqua:



Due degli ossidi di azoto visti in precedenza formano importanti ossiacidi: l'anidride nitrosa e l'anidride nitrica formano rispettivamente l'acido nitroso e l'acido nitrico:



8.6 Idracidi

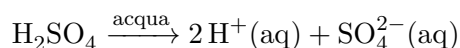
Gli elementi del settimo gruppo (alogeni) e lo zolfo formano, nei loro numeri di ossidazione negativi, composti binari con l'idrogeno. Tali composti prendono il nome di idracidi. Essi sono contraddistinti dal suffisso **-idrico**: **HF** acido fluoridrico; **HCl** acido cloridrico; **HBr** acido bromidrico; **HI** acido iodidrico; **H₂S** acido solfidrico. Esiste anche un idracido formato da idrogeno, carbonio e azoto: **HCN** acido cianidrico.

8.7 Gli acidi sono elettroliti

Ossiacidi e idracidi sciolti in acqua sono in grado di condurre la corrente, sono cioè degli elettroliti. Questo processo di dissociazione porta alla formazione di due ioni: nel caso dell'acido nitrico si formano H^+ e NO_3^- .

Il risultato finale della dissociazione di un ossiacido come l'acido nitrico è la formazione di specie ioniche che possono condurre elettricità.

Gli elettroliti che dissociandosi liberano ioni H^+ vengono chiamati **acidi secondo la definizione data da Arrhenius**. Gli acidi che dissociandosi possono liberare più di un protone vengono definiti **acidi poliprotici**: come esempio di acido biprotico possiamo considerare l'acido solforico.



Si deve ora dare un nome agli anioni che si formano dalla dissociazione degli acidi. Nella nomenclatura degli anioni si usano suffissi diversi da quelli usati per gli acidi corrispondenti. In generale, si veda la tabella 8.1 nella pagina successiva.

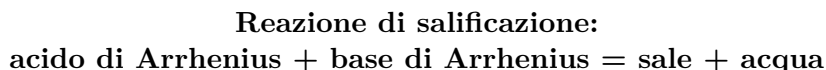
Così si avranno: SO_4^{2-} : solf**ATO**; SO_3^{2-} : solf**ITO**; NO_3^- : nitr**ATO**; NO_2^- : nitr**ITO**; CO_3^{2-} : carbon**ATO**; Cl^- : clor**URO**; S^{2-} : solf**URO**.

TABELLA 8.1: Nomenclatura degli ioni derivanti da acidi.

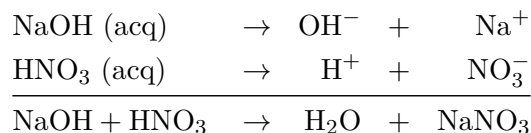
Acido -ICO	→	Anione -ATO
Acido -OSO	→	Anione -ITO
Acido -IDRICO	→	Anione -URO

8.8 Sali

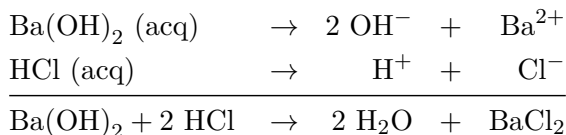
I **sali** si originano per reazione tra un composto derivato da un metallo (ossido, idrossido o il metallo stesso) e uno dei composti derivati da un non metallo (anidride, acido o lo stesso non metallo); tuttavia la reazione tra un idrossido e un acido è la più comune per l'ottenimento di un sale:



Vediamo di seguito come esempio il sale che si forma per reazione tra l'idrossido di sodio e l'acido nitrico. Gli ioni OH^- che derivano dalla dissociazione dell'idrossido di sodio si combinano facilmente con gli ioni H^+ che hanno origine dalla dissociazione dell'acido per formare molecole indissociate di acqua. Quello che resta sono i cationi sodio e gli anioni nitrato. Questi costituiscono il sale NaNO_3 che prende il nome di nitrato di sodio.



La reazione fra l'idrossido di bario Ba(OH)_2 e l'acido cloridrico, invece, porta alla formazione di acqua e degli ioni Ba^{2+} e Cl^- : insieme, essi costituiscono il sale cloruro di bario BaCl_2 .



In generale, la formula di un sale è sempre costituita da quella di un catione seguita da quella di un anione. Al primo si dà come indice la carica del secondo e viceversa, secondo la formula generale $\text{M}_x^+(\text{Anione})_x^-$; quindi, se è possibile, si semplificano gli indici. Vediamo di scrivere la formula di alcuni sali:

Solfato ferroso: Questo sale è formato dallo ione ferroso – che sappiamo avere formula Fe^{2+} –, ed il secondo componente è lo ione solfato, la cui formula è SO_4^{2-} . Dobbiamo mettere insieme questi due ioni facendo in modo che la carica totale sia zero. La formula del solfato ferroso, quindi, è FeSO_4 .

Solfato Ferrico: Sapendo che lo ione ferrico è: Fe^{3+} , ricaviamo che la formula del solfato ferrico è $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

I sali formati da anioni derivati dagli acidi per parziale perdita di H^+ prendono il nome di **sali acidi**. Vediamo alcuni esempi: (i) Solfito acido di litio: LiHSO_3 ; (ii) Carbonato acido di sodio o bicarbonato di sodio: NaHCO_3 ; (iii) Solfuro acido di alluminio: Al(HS)_3 .

Essendo costituiti da cationi e anioni, tutti i sali sono composti ionici tenuti insieme allo stato solido da forti interazioni elettrostatiche: per questo motivo tutti i sali sono elettroliti completamente dissociati una volta sciolti in acqua.

Le figure da 8.1 a 8.2 a fronte riassumono le reazioni di formazione di tutte le classi di composti sin qua incontrate.

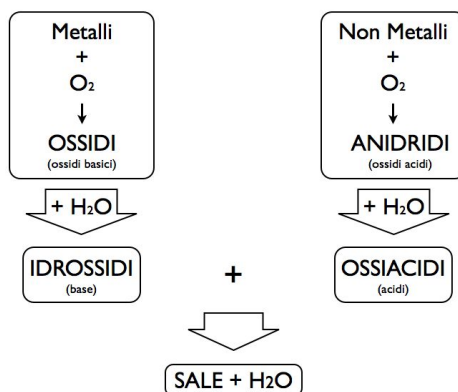


FIGURA 8.1: Composti di ossigeno con metalli e non metalli; rispettive reazioni con acqua.

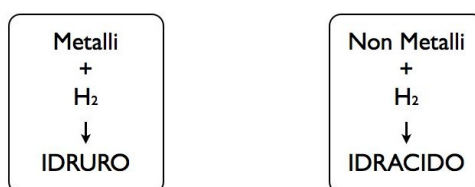
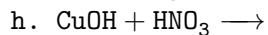
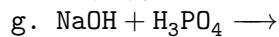
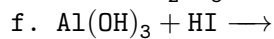
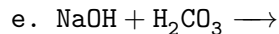


FIGURA 8.2: Composti di idrogeno con metalli e non metalli; rispettive reazioni con acqua.

Esercizi:

- Determinare le formule dei seguenti ossidi e scrivere le corrispondenti reazioni di formazione: (a) ossido di litio; (b) ossido di rubidio; (c) ossido di stronzio; (d) ossido ferroso; (e) ossido ferrico; (f) ossido di alluminio; (g) ossido rameico; (h) ossido rameoso.
- Scrivere le reazioni che permettono di ricavare i rispettivi idrossidi dagli ossidi dell'esercizio precedente.
- Determinare le formule delle seguenti anidridi e scrivere le corrispondenti reazioni di formazione: (a) anidride ipoclorosa; (b) anidride clorosa; (c) Cl_2O_5 ; (d) Cl_2O_7 ; (e) NO ; (f) NO_2 ; (g) anidride iodosa; (h) IO_2 ; (i) anidride periodica; (j) anidride solforosa; (k) anidride solforica; (l) BrO ; (m) BrO_2 .
- Scrivere le reazioni che permettono di ricavare i rispettivi ossiacidi dalle anidridi dell'esercizio precedente.
- Completare e bilanciare le seguenti reazioni; inoltre, si indichi il nome di tutti i composti della reazione; infine si determini la reazione di formazione dei reagenti.
 - $\text{KOH} + \text{HClO}_2 \longrightarrow$
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HClO}_2 \longrightarrow$
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HClO}_2 \longrightarrow$
 - $\text{NaOH} + \text{HBr} \longrightarrow$



6. Scrivere le reazioni di formazione dei seguenti sali, a partire dall'idrossido e dall'acido.
- (a) solfato rameoso; (b) solfato rameico; (c) carbonato di sodio; (d) bicarbonato di sodio; (e) nitrito di potassio; (f) nitrato di potassio; (g) carbonato di magnesio; (h) fosfato monoacido di potassio; (i) bromuro rameoso; (j) fluoruro di alluminio; (k) solfuro di magnesio; (l) solfito di alluminio; (m) ipoclorito di sodio; (n) ipoclorito di magnesio; (o) solfuro ferrico; (p) cianuro di potassio; (q) permanganato di potassio; (r) solfato acido di bario; (s) solfato di bario.
7. Completare l'equazione complessiva delle seguenti reazioni acido-base.
- a. $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow$
- b. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \longrightarrow$
- c. $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq}) \longrightarrow$
8. Determinare il sale che si produce dalla neutralizzazione tra:
- a. idrossido di potassio e acido acetico; b. idrossido di bario e acido solforico (reagiscono tutti e due gli atomi di idrogeno); c. idrossido di sodio e acido cianidrico.

9 Soluzioni

Una soluzione è costituita da un solvente e uno o più soluti. La quantità di soluto contenuta in una soluzione viene espressa in termini di concentrazione. La concentrazione espressa come numero di moli di soluto per litro di soluzione viene definita **molarità** (M o $[]$).

$$M = \frac{\text{mol}}{V(l)}$$

9.1 pH

Calcoli, dimostrazioni ed equazioni che riguardano acidi e basi possono essere notevolmente semplificati esprimendo le costanti di equilibrio e le concentrazioni di H_3O^+ e OH^- in termini logaritmici.

Diamo, quindi due importanti definizioni:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H_3O^+] && (\text{questo implica che } [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}) \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] && (\text{questo implica che } [OH^-] = 10^{-\text{pOH}}) \end{aligned}$$

Sappiamo che:

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \quad (9.1)$$

Quindi

$$\log([H_3O^+] \cdot [OH^-]) = \log(10^{-14}) \quad (9.2)$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14 \quad (9.3)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (9.4)$$

Nell'acqua pura $[H_3O^+] = 10^{-7}$: il corrispondente valore di pH sarà $\text{pH} = -\log(10^{-7}) = 7$. Sempre nell'acqua pura $[OH^-] = 10^{-7}$: il corrispondente valore di pOH sarà $\text{pOH} = -\log(10^{-7}) = 7$.

Il valore di $\text{pH} = 7$ dell'acqua pura può essere considerato una linea di demarcazione fra le soluzioni acide e quelle basiche. Poiché il pH dell'acqua pura è 7, possiamo utilizzare i valori di pH per distinguere le soluzioni in **acide**, **basiche** e **neutre**.

Quando il pH è minore di 7 significa che la concentrazione di H_3O^+ è maggiore di 10^{-7} e la soluzione si dice **acida**.

Quando il pH è maggiore di 7 significa che la concentrazione di H_3O^+ è minore di 10^{-7} e la soluzione si dice **basica**.

Quando il pH è uguale a 7 significa che la concentrazione di H_3O^+ è uguale a 10^{-7} e la soluzione si dice **neutra**.

In figura 9.1 nella pagina successiva si riporta una scala di pH con i valori di acidità e basicità di alcune sostanze di uso comune.

Visto che il prodotto (9.1) deve rimanere costante, quando la concentrazione di H_3O^+ aumenta quella di OH^- deve diminuire e viceversa. La variazione di pH e quella di pOH sono, quindi, di segno opposto.

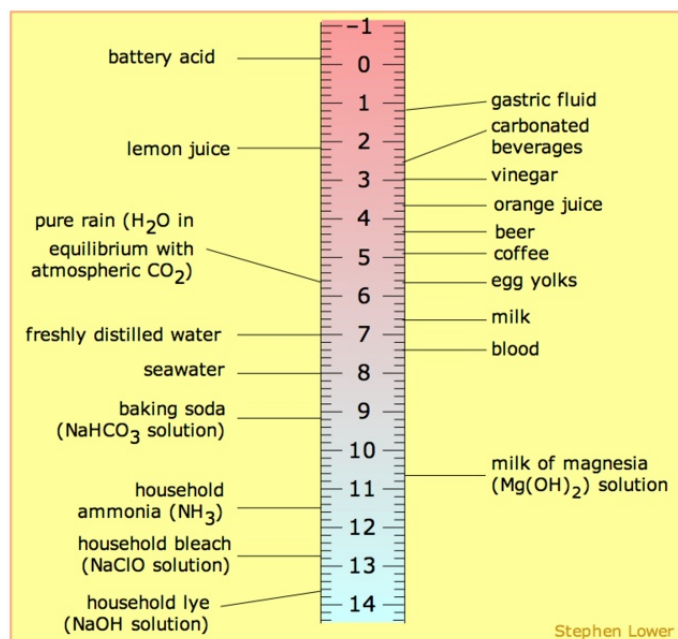


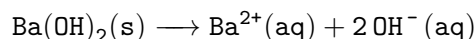
FIGURA 9.1: Scala di pH; si riportano i valori di alcuni comuni liquidi.

Esercizi:

- Calcolare la molarità delle seguenti soluzioni acquose, contenenti in 200 cm³ di soluzione: a. 20 g di NaCl; b. 20 g di HCl; c. 20 g di NaOH; d. 20 g di glucosio; e. 20 g di Ca(NO₃)₂.
- Qual è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 g di sale da cucina in 1 l di acqua?
- Qual è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,5 g di (R)-(-)-carvone (PM: 150.22) in 30 ml di etanolo?
- Qual è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 g di (R)-(-)-carvone in 50 ml di metanolo?
- Quanti grammi di soda devo pesare per preparare 5 ml di una soluzione 6.6 M di soda?
- Si vuole preparare 1 l di una soluzione 0.1 M di HCl; quanti grammi di acido sono necessari? Qual è il pH della soluzione?
- Si vuole preparare 1 l di una soluzione 2 M di NaOH; quanti grammi di soda sono necessari?
- Si vogliono preparare 100 ml di una soluzione 3 M di HCl; quanti grammi di acido sono necessari?
- Si vogliono preparare 250 ml di una soluzione 3 M di NaOH; quanti grammi di base sono necessari?
- Qual è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 g di sale da cucina in 1 l di acqua?

11. Qual è la molarità di H_3O^+ e OH^- nella soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$ 0.0030 M a 25°C?

Le basi forti sono presenti in acqua praticamente del tutto come ioni OH^- . L'idrossido di bario è l'idrossido di un metallo alcalino-terroso, quindi si tratta di una base forte. Dall'equazione

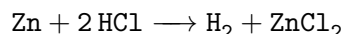


si ricava che 1 mol $\text{Ba}(\text{OH})_2$ forma 2 mol di OH^- ; essendo la molarità di $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) = 0.003 \text{ mol/l}$, necessariamente quella di OH^- sarà il doppio, cioè 0.0060 mol/l.

Ora si calcola la molarità degli ioni H_3O^+ applicando la relazione (9.1):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.0060} = 1,7 \cdot 10^{-12}$$

12. Si calcoli la molarità di H_3O^+ e di OH^- a 25°C in HI (aq) $6,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
13. Calcolare il pH delle soluzioni dei due precedenti esercizi.
14. Calcolare il pH di una soluzione a. 10^{-2} M di HCl; b. 10^{-3} M di NaOH; c. 10^{-3} M di $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
15. L'idrogeno può essere preparato per reazione tra lo zinco e l'acido cloridrico secondo il processo:



Calcolare la quantità in grammi dei prodotti che si formano ponendo a reagire 2,42 g di Zn con 100 ml di una soluzione acquosa di HCl 0,5 M; calcolare anche i grammi del reagente in eccesso che non vengono trasformati.

16. Calcolare la concentrazione degli ioni OH^- nelle seguenti soluzioni, per le quali si dà il valore della concentrazione degli ioni H^+ :
 $\text{H}^+ = 10^{-5} \text{ mol/l}$; $\text{H}^+ = 1,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$; $\text{H}^+ = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$; $\text{H}^+ = 0,2 \text{ mol/l}$.
17. Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: $\text{H}^+ = 8,4 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$;
 $\text{H}^+ = 5,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$; $\text{H}^+ = 0,22 \text{ mol/l}$; $\text{OH}^- = 8,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$;
 $\text{OH}^- = 8,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$; $\text{OH}^- = 0.0002 \text{ mol/l}$; $\text{OH}^- = 0.045 \text{ mol/l}$.
18. Una soluzione contiene 3,6 g di LiOH in 750 ml di acqua. Qual è il pH della soluzione?
19. Si calcoli il pH di una soluzione $2,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ di NaOH.
20. Si calcoli il pH della soluzione che si ottiene sciogliendo 6.0 g di NaOH in 750 ml di acqua.
21. Si calcoli il pH delle seguenti soluzioni: a. $8,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ di KOH;
b. $3,6 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ di HCl; c. $8,9 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ di HNO_3 .

IUPAC Periodic Table of the Elements

1		2										3										4										5										6										7										8										9										10										11										12										13										14										15										16										17										18																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																					
1		H		hydrogen		1.007 94(7)		2																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															