

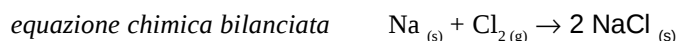
# **APPUNTI INCOMPLETI DI CHIMICA I**

*di Fabrizio Ciacchi*  
*[fabrizio@ciacchi.it](mailto:fabrizio@ciacchi.it)*  
*<http://www.ciacchi.it>*

## **CAPITOLO 2 - Reazioni chimiche e tavola periodica**

### **2.1 Nelle reazioni chimiche si formano nuove sostanze**

Si conoscono tipi molto differenti di reazioni chimiche. Alcune delle più comuni sono tra un metallo e un non-metallo che reagiscono direttamente l'uno con l'altro. Un esempio è il sodio, un metallo molto reattivo e il cloro, un non-metallo molto reattivo che insieme invece formano il comune sale da cucina (NaCl); oppure l'idrogeno e l'ossigeno, gas incolori, inodori ed infiammabili che formano l'acqua (H<sub>2</sub>O). Da ciò si può dedurre che *Nelle reazioni chimiche si formano sostanze interamente nuove*. Una reazione chimica viene espressa in termini di formule chimiche dei reagenti e dei prodotti. I **reagenti** sono le sostanze che reagiscono tra loro, mentre i **prodotti** sono le sostanze che si formano nella reazione. La rappresentazione di una reazione chimica mediante le formule chimiche dei reagenti e dei prodotti, separati da una freccia è chiamata **equazione chimica**.



### **2.2 Una equazione chimica deve essere bilanciata**

La caratteristica delle reazioni chimiche è la conservazione di ogni tipo di atomo. Sebbene si formino nuove sostanze i singoli atomi non vengono né creati né distrutti. Una reazione chimica perciò deve essere bilanciata, vale a dire essa deve avere lo stesso numero di ogni tipo di atomo, da entrambe le parti; la *legge di conservazione della materia* richiede che tutti gli atomi che entrano in una reazione chimica appaiano nei prodotti. Le equazioni chimiche si bilanciano mettendo i numeri corretti, detti **coefficienti di bilanciamento**, davanti alle formule chimiche procedendo con il cosiddetto metodo di **bilanciamento per tentativi**.

### **2.3 Gli elementi possono essere raggruppati in accordo alle loro proprietà chimiche**

Intorno al 1860 erano stati scoperti più di 60 elementi e molti chimici avevano iniziato a notare alcune ripetizione delle proprietà di certi elementi. Si prenda ad esempio i tre metalli litio (Li), sodio (Na) e potassio (K), sono meno densi dell'acqua, abbastanza teneri da poter essere tagliati con un coltello, hanno punto di fusione abbastanza basso e sono molto reattivi. Dal momento che gli idrossidi di questi metalli sono alcalini questi metalli sono detti **metalli alcalini**. Ci sono altri gruppi di elementi che presentano caratteristiche comuni, per esempio magnesio (Mg), calcio (Ca), stronzio (Sr) e bario (Ba) hanno molte proprietà in comune e sono chiamati **metalli alcalino terrosi**. Un altro gruppo di elementi che hanno proprietà chimiche simili è formato dai non-metalli fluoro (F<sub>2</sub>), cloro (Cl<sub>2</sub>), bromo (Br<sub>2</sub>) e iodio (I<sub>2</sub>), che prendono il nome di **alogeni** (ovvero "che formano sali) e formano gli alogenuri (desinenza -uro).

### **2.4 Gli elementi, quando sono elencati in ordine di numero atomico crescente, mostrano un periodicità delle proprietà**

Dopo gli studi di Dalton il concetto di peso atomico diventò familiare, e nel 1869 il chimico russo **Dmitri Mendeleev** sistemò gli elementi in ordine di peso atomico crescente, riuscendo a dimostrare che le proprietà chimiche avevano un andamento periodico. Con la disposizione periodica degli elementi siamo arrivati ad una versione moderna della **Tavola Periodica degli Elementi**, che rispetto a quella di Mendeleev è più completa e più dettagliata, ed inoltre gli elementi sono disposti in ordine di numero atomico, concetto formulato nei primi anni del '900.

### **2.5 Gli elementi nella stessa colonna della tavola periodica hanno proprietà chimiche simili**

Gli elementi della prima colonna (Litio, Sodio, Potassio, Rubidio, Cesio, Francio) hanno tutti caratteristiche chimiche e fisiche simili. Quindi la colonna all'estrema sinistra indica i **Metalli del 1° Gruppo** (detti metalli alcalini) poi ci sono i **Metalli del 2° Gruppo**, o metalli alcalino terrosi. Gli elementi di una stessa colonna hanno in comune proprietà chimiche simili. Gli alogeni nel 7° gruppo e i **Gas Nobili** (fino al 1962 **gas inerti**) nell'ottavo gruppo. Un certo numero di elementi non era ancora stato scoperto nel 1869, e Mendeleev ebbe la geniale intuizione di lasciare dei vuoti, come ad esempio tra zinco ed arsenico, e di fare delle previsioni sugli elementi mancanti, come ad esempio per il gallio. Esistono molte versioni della tavola periodica, la più comune è quella che ritaglia e sposta gli elementi centrali in basso, arrivando così a chiamare gli elementi dal 57 al 70 **serie dei lantanidi**, e gli elementi da 89 a 102, **serie degli attinidi**, ma in commercio ne esistono altre che hanno disposizioni leggermente diverse o che presentano nomi diversi per alcuni elementi. La tavola periodica contiene tutti gli elementi chimici e mostra le correlazioni periodiche esistenti tra loro. Gli elementi nella stessa colonna appartengono allo stesso **gruppo** o **famiglia**. Le file orizzontali della tavola periodica sono chiamate **periodi**.

### **2.6 Gli elementi sono classificati in elementi dei gruppi principali, metalli di transizione e metalli di transizione interna (LEGGERE)**

I metalli ed i non-metalli si trovano in zone diverse della tavola periodica. I non-metalli sono sul lato destro e i metalli sul lato sinistro e sono separati tra loro da una linea a zig-zag che contraddistingue i **semimetalli**, elementi solidi fragili e opachi che hanno caratteristiche intermedie tra metalli e non-metalli e quindi impiegati per la costruzione di **semiconduttori** (silicio e germanio). I metalli più reattivi sono quelli del 1° gruppo mentre i non-metalli più reattivi sono gli alogeni (7° gruppo). I gas nobili sono estremamente inerti. Gli elementi contraddistinti da un numero (dall'uno all'otto) sono detti **elementi dei gruppi principali**; gli elementi tra il 2° e il 3° gruppo sono

detti **metalli di transizione**, e sono caratterizzati da alta densità, punto di fusione elevato e i loro composti sono colorati; la serie dei lantanidi e degli attinidi sono detti **metalli di transizione interna** (lantanidi detti anche **terre rare**).

## 2.7 La tavola periodica contiene alcune irregolarità (LEGGERE)

Anche se la tavola periodica costituisce la principale guida chimica non può materialmente riassumere tutte le caratteristiche e proprietà dei 108 elementi presenti al suo interno. Tanto per cominciare l'idrogeno è atipico perché ha le stesse caratteristiche di elementi del 1° e 7° gruppo, ma nella tavola periodica è posto nel 1° gruppo pur non essendo un metallo. Inoltre i primi elementi di ogni gruppo sono leggermente atipici, questo può essere dovuto ai loro piccoli raggi atomici.

## 2.8 Molti atomi formano ioni che hanno la configurazione elettronica di un gas nobile

Nel 1869 quando Mendeleev formulò la sua versione della tavola periodica, alcuni scienziati descrivevano gli atomi come sfere solide; con le scoperte di Thomson nel 1897 e Rutherford nel 1911 si incominciarono a studiare le proprietà elettroniche degli atomi. Assumendo che la configurazione elettronica dei gas nobili sia quella più stabile, allora si possono spiegare molte delle caratteristiche periodiche degli elementi. Guardando ad esempio un atomo di sodio o un atomo di fluoro si può notare che entrambi tentano di acquistare la configurazione elettronica del Neon, il sodio perdendo un elettrone ( $\text{Na}^+$ ) e il fluoro acquistandolo ( $\text{F}^-$ ).

## 2.9 Per scrivere le formule chimiche si possono usare le cariche ioniche

Come si è visto gli atomi dei metalli perdono elettroni per diventare cationi e gli atomi dei non-metalli acquistano elettroni per diventare anioni. Ciò spiega le formule chimiche di molti dei composti binari che seguono una regola semplicissima. Dato un metallo (M) con una determinata carica ionica e un non-metallo con la propria carica ionica, possiamo calcolare il numero di atomi presenti nella nostra formula:

$$\overset{\text{carica ionica positiva (+a)}}{M}_{\text{numero di atomi(x)}} \overset{\text{carica ionica negativa(-b)}}{N}_{\text{numero di atomi(y)}} \quad \text{risulta che} \quad ax = -by$$

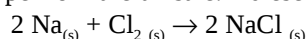
Per esempio dato  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Cl}^-$  la formula del **composto ionico** risulta essere  $\text{CaCl}_2$  ( $+2 \cdot 1 = -1 \cdot 2$ ). Notare che la **unità formula**,  $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^-$ , non ha carica netta. Per convenzione la formula del cloruro di calcio è  $\text{CaCl}_2$ . Quindi assegnando un numero positivo o negativo, detto **carica ionica**, ad ogni elemento possiamo scrivere la formula in modo tale che le cariche positive e negative scambiate dai due elementi siano uguali. L'uso di cariche ioniche è uno strumento limitato, ma è molto utile per scrivere i composti binari. Per i metalli di transizione che hanno più di una possibile carica si usava una vecchia nomenclatura con delle desinenze (-ico, -oso) ma oggi si mette tra parentesi accanto al nome la valenza scritta in numeri romani.

Metalli	Cariche ioniche	Simboli	Nomi sistematici	Vecchia nomenclatura
cromo	+2 e +3	$\text{Cr}^{2+}$ e $\text{Cr}^{3+}$	cromo(II) e cromo(III)	cromoso e cromico
cobalto	+2 e +3	$\text{Co}^{2+}$ e $\text{Co}^{3+}$	cobalto(II) e cobalto(III)	cobaltoso e cobaltico
rame	+1 e +2	$\text{Cu}^+$ e $\text{Cu}^{2+}$	rame(I) e rame(II)	rameoso e rameico
oro	+1 e +3	$\text{Au}^+$ e $\text{Au}^{3+}$	oro(I) e oro(III)	auroso e aurico
ferro	+2 e +3	$\text{Fe}^{2+}$ e $\text{Fe}^{3+}$	ferro(II) e ferro(III)	ferroso e ferrico
mercurio	+1 e +2	$\text{Hg}^+$ e $\text{Hg}^{2+}$	mercurio(I) e mercurio(II)	mercurioso e mercurico
stagno	+2 e +4	$\text{Sn}^{2+}$ e $\text{Sn}^{4+}$	stagno(II) e stagno(IV)	stannoso e stannico

Quando un composto ionico si scioglie in acqua, le specie in soluzione sono i singoli ioni che si trovano così in **soluzione acquosa**.

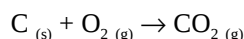
## 2.10 Una reazione di combinazione è la reazione di due sostanze per formare un unico prodotto

Possiamo classificare le reazioni chimiche in quattro categorie: (1) reazioni di combinazione, (2) reazioni di decomposizione, (3) reazioni di sostituzione, (4) reazioni di doppio scambio (metatesi). Anche se non tutte, molte reazioni rientrano in queste categorie. La **reazione di combinazione** più semplice è quella tra un metallo e un non-metallo per formare un sale. Ad esempio:

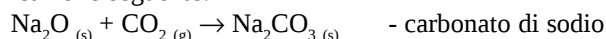


In questa reazione c'è uno scambio di elettroni e il sodio passa da 0 a +1, mentre il cloro da 0 a -1. Quando la carica di uno ione aumenta, si dice che l'atomo si **ossida** (perdita di elettroni), mentre quando la carica di un atomo diminuisce, si dice che l'atomo si **riduce** (acquisto di elettroni). Queste reazioni sono dette **reazioni di ossido-riduzione** che possono diventare anche molto complesse e richiedono un metodo di risoluzione più adeguato. E' da notare il *principio di conservazione degli elettroni* il quale dice che il numero totale di elettroni ceduti dall'elemento che si ossida deve essere uguale al numero di elettroni acquistati dall'elemento che si riduce.

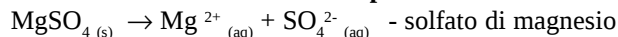
Molte reazioni di combinazione hanno luogo tra non metalli come:



Una reazione in cui una sostanza viene bruciata in ossigeno è detta **reazione di combustione**, e di solito (come nella reazione soprastante) i biossidi (in questo caso il biossido di carbonio) sono **composti molecolari** e non composti ionici; la differenza sta nel fatto che i composti molecolari sono formati da molecole neutre e di solito sono molto più volatili ma sono comunque reazioni redox. Le reazioni di combinazione possono coinvolgere anche due composti come la reazione seguente:



Vi possono essere reazioni anche tra **ioni poliatomici** come la reazione inversa seguente:



Quindi vengono assegnati nomi sintetiche agli ioni poliatomici in modo da trattarli come ioni monoatomici.

Ioni Positivi			
ammonio	$\text{NH}_4^+$	mercurio(I)	$\text{Hg}_2^{2+}$
Ioni Negativi			
acetato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	carbonato	$\text{CO}_3^{2-}$
clorato	$\text{ClO}_3^-$	cromato	$\text{CrO}_4^{2-}$
cianuro	$\text{CN}^-$	bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
idrogenocarbonato (bicarbonato)	$\text{HCO}_3^-$	idrogenosolfato (bisolfato)	$\text{HSO}_4^-$
idrossido	$\text{OH}^-$	ipoclorito	$\text{ClO}^-$
nitrato	$\text{NO}_3^-$	nitrito	$\text{NO}_2^-$
perclorato	$\text{ClO}_4^-$	permanganato	$\text{MnO}_4^-$
fosfato	$\text{PO}_4^{3-}$	solfato	$\text{SO}_4^{2-}$
solfito	$\text{SO}_3^{2-}$	tiosolfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

## 2.11 Quando vengono sciolti in acqua, gli ossidi solubili dei metalli formano basi e gli ossidi solubili dei non metalli formano acidi

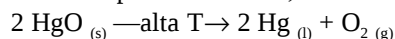
A causa del ruolo fondamentale ricoperto dall'acqua nella chimica, le reazioni di ossidi di metalli e non-metalli in acqua è molto importante. Se si scioglie in acqua un ossido di un metallo si forma un idrossido che proprio perchè in acqua si scompone nello ione metallico e nello ione idrossido. Composti che danno ioni idrossido si dicono **basi** e ossidi che danno basi sono detti **ossidi basici**. I soli ossidi metallici solubili in acqua sono i metalli del 1° e del 2° gruppo. Molti ossidi non-metallici formano **acidi** quando vengono disciolti in acqua, ovvero composti che formano **ioni idrogeno** ( $\text{H}^+$ ), o meglio ioni **idronio** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ). Gli ossidi che sciolti in acqua danno acidi sono detti **ossidi acidi** o **anidridi**. Gli atomi di idrogeno o gli stessi protoni che originano gli ioni  $\text{H}^+$  sono detti **atomi di idrogeno acidi** o **protoni acidi**. Gli elementi elencati nella seguente tabella sono chiamati **ossiacidi** perchè contengono atomi di ossigeno. C'è un altro gruppo di acidi detti **acidi binari** o **idracidi** che sono costituiti solo da un elemento e  $\text{H}^+$ .

Acido	Formula	Anione	Formula
acetico	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	acetato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
carbonico	$\text{H}_2\text{CO}_3$	carbonato	$\text{CO}_3^{2-}$
nitrico	$\text{HNO}_3$	nitrato	$\text{NO}_3^-$
perclorico	$\text{HClO}_4$	perclorato	$\text{ClO}_4^-$
fosforico	$\text{H}_3\text{PO}_4$	fosfato	$\text{PO}_4^{3-}$
solforico	$\text{H}_2\text{SO}_4$	solfato	$\text{SO}_4^{2-}$

Acido	Anione	Gas corrispondente
bromidrico	$\text{Br}^-$	bromuro d'idrogeno (HBr)
cloridrico	$\text{Cl}^-$	cloruro d'idrogeno (HCl)
iodidrico	$\text{I}^-$	ioduro d'idrogeno (HI)
solfidrico	$\text{S}^{2-}$	solfuro d'idrogeno ( $\text{H}_2\text{S}$ )

## 2.12 In una reazione di decomposizione, una sostanza si scompone in due o più sostanze più semplici

Le **reazioni di decomposizione** sono l'opposto delle reazioni di combinazione, perchè comportano la scomposizione di una sostanza in due più semplici. Esse sono facili da riconoscere perchè, di solito, vi è un solo reagente e più di un prodotto. Ad esempio se riscaldati, molti ossidi metallici si decompongono perdendo ossigeno gassoso:



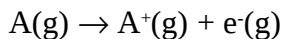
Questa reazione fu usata da Joseph Priestley nel 1774 per ottenere ossigeno.

## CAPITOLO 6 - La teoria quantistica e la struttura atomica

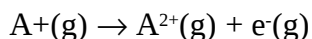
### 6.1 L'energia di prima ionizzazione è una delle molte proprietà periodiche degli elementi

L'energia di ionizzazione è l'energia minima per rimuovere completamente un elettrone da un atomo o da uno ione.

**L'energia di prima ionizzazione** è l'energia minima per rimuovere un elettrone da un atomo neutro A:



**L'energia di seconda ionizzazione** è l'energia minima per rimuovere un elettrone dallo ione  $A^+$ :



L'energia di prima ionizzazione è indicata con  $I_1$ , di seconda  $I_2$ . Si trova per qualsiasi atomo che l'energia  $I_1 < I_2 < I_3 < \dots < I_n$ . Le energie di prima ionizzazione mostrano un andamento periodico.

### 6.2 I valori delle energie di ionizzazione successive degli atomi suggeriscono una struttura gusci

I salti di energia tra due energie di ionizzazione suggeriscono una struttura degli elettroni a gusci (o strati, o livelli elettronici). Per cui alcuni elettroni sono facilmente removibili, poi ci vuole più energia che cresce lentamente, e dopo otto elettroni l'energia risubisce un aumento notevole. Si crede che ci siano elettroni esterni e noccioli interni simili ai gas nobili. Gli elettroni esterni sono detti **elettroni di valenza**. La rappresentazione degli elementi con attorno gli elettroni di valenza è nota come **formula di Lewis** (1916).

### La teoria di Bohr:

**Condizione di quantizzazione:**  $2\pi r = n\lambda$

**Energie dell'elettrone:**  $E_n = (-2,18 \times 10^{-18} \text{J}) / n^2$

### 6.11 La teoria di Bohr non è compatibile con il principio di indeterminazione di Heisenberg

La teoria di Bohr non rispettava il **principio di indeterminazione di Heisenberg**, il quale dice che è impossibile misurare contemporaneamente sia la posizione che il momento di una particella:

$$(\Delta x)(\Delta p) \cong h$$

Nel 1926 Erwin Schrödinger presentò l'**equazione di Schrödinger**, che tiene conto sia della natura ondulatoria delle particelle sia del principio di indeterminazione di Heisenberg. Viene definita la **funzione d'onda** o orbitale  $\psi = \psi(x,y,z)$  e la **densità di probabilità**, ovvero  $\psi^2 \times \Delta V$  (volume). Vengono definiti tre numeri quantici **n**, **l** e **m<sub>l</sub>**.

**n** è il **numero quantico principale** e quando vale 1 l'energia ha il valore più basso possibili quindi la densità di probabilità  $\psi_{1s}^2$  ha simmetria sferica.

### 6.12 La forma di un orbitale dipende dal valore del numero quantico azimutale

**l** è il **numero quantico azimutale** (o di forma) e specifica la forma di un orbitale. Può assumere valori che vanno da 0 a n-1. Per ragioni storiche esiste una particolare denominazione per i valori di l; l = 0: s (sharp - distinto); l = 1: p (principal - principale); l = 2: d (diffuse - diffuso); l = 3: f (foundamental - fondamentale); per l > 3 le lettere seguono la lettera f.

La differenza tra gli orbitali 1s, 2s e 3s sta solo nella loro grandezza (1:2:5). Quando n = 2 abbiamo gli orbitali 2p che non hanno simmetria sferica, anzi hanno **simmetria cilindrica**. Un orbitale 3p differisce da 2p solo per dimensione.

### 6.13 L'orientazione spaziale di un orbitale dipende dal valore del numero quantico magnetico

Il terzo numero quantico **m<sub>l</sub>**, detto **numero quantico magnetico**, determina l'orientamento spaziale di un orbitale e assume valori interi tra -l,...,0,...,l. Gli orbitali di tipo p hanno stessa forma ma diverso orientamento, lungo gli assi X, Y e Z.

#### 6.14 Un elettrone ha uno spin intrinseco

L'osservazione di alcuni spettri atomici mostrava che vi erano righe estremamente ravvicinate. Nel 1926 Wolfgang Pauli intuì che ciò era dovuto a due diversi stadi dell'elettrone. Poco dopo fu scoperto un movimento dell'elettrone attorno al proprio asse a cui fu dato il nome di **spin** (trottola) **elettronico intrinseco** ovvero due differenti stati dell'elettrone. Fu introdotto, quindi, il **numero quantico di spin  $m_s$** , che può valere  $+1/2$  o  $-1/2$ .

#### 6.15 I livelli energetici di atomi con due o più elettroni dipendono dai valori sia di $n$ che di $l$

Le energie elettroniche per gli atomi polielettronici dipendono sia dal numero quantico azimutale  $l$  che dal numero quantico principale  $n$ , poiché vi è attrazione tra elettroni e nucleo, ma repulsione tra i vari elettroni.

#### 6.16 Il principio di esclusione di Pauli afferma che nello stesso atomo non possono esistere due elettroni che abbiano la stessa serie di quattro numeri quantici

Il **principio di esclusione di Pauli** afferma che nello stesso atomo non possono esistere due elettroni con la stessa serie di quattro numeri quantici. In definitiva dice che non posso coesistere coppie di elettroni con lo stesso spin. Per ragioni storiche gli stati energetici individuati da  $n$  si chiamano livelli o strati. Per  $n = 1$  il livello K, 2 livello L, 3 livello M, 4 livello N e così via.

#### 6.17 Le configurazioni elettroniche indicano l'occupazione degli orbitali atomici da parte degli elettroni

#### 6.18 Per predire le configurazioni elettroniche degli stati fondamentali si usa la regola di Hund

La **regola di Hund** afferma che, per ogni insieme di orbitali della stessa energia, cioè per ogni sottolivello, la configurazione elettronica dello stato fondamentale si ottiene sistemando gli elettroni in orbitali differenti dello stesso sottolivello, con spin paralleli. Inoltre non vi saranno orbitali con due elettroni fino a che tutti non ne conterranno uno.

#### 6.19 Gli elementi nella stessa colonna della tavola periodica hanno configurazioni degli elettroni di valenza simili

#### 6.20 Gli orbitali occupati a più alta energia sono gli orbitali $d$ per i metalli di transizione e gli orbitali $f$ per i lantanidi e gli attinidi

#### 6.21 Il raggio atomico è un'altra proprietà periodica

Calcolare il raggio atomico è impresa piuttosto complicata, dovuta alla continua mutazione degli orbitali, quindi possiamo usare il raggio atomico basato su modelli concreti o meglio il **raggio cristallografico** che riporta la metà della distanza tra due nuclei nella struttura cristallina. La dimensione del raggio è inversamente proporzionale all'energia di prima ionizzazione.

## ***CAPITOLO 7 - Composti e legami ionici***

#### 7.1 Le soluzioni che contengono ioni conducono la corrente elettrica

L' $\text{NaCl}$  è formato da ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Se si immergono due elettrodi in una soluzione contenente ioni, gli ioni positivi vengono attratti dall'elettrodo negativo e quelli negativi dall'elettrodo positivo; il moto degli ioni attraverso la soluzione costituisce una corrente elettrica. Sostanze come  $\text{NaCl}$  e  $\text{CaCl}_2$ , che conducono corrente, si chiamano **elettroliti**, mentre sostanze come il saccarosio sono **non-elettroliti**. Inoltre possiamo distinguere tra un **elettrolita forte** (come  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ , idrossidi solubili e sali solubili) e un **elettrolita debole** (alogenuri e cianuri, acidi e basi organiche).

## 7.2 L'attrazione elettrostatica che lega insieme ioni con carica di segno opposto è detta legame ionico

Per comprendere i legami ionici si può pensare che alcuni elementi perdano o acquistino elettroni, diventando così ioni positivi o negativi, per assumere la configurazione elettronica dei gas nobili che li precedono o che li seguono. Così ad esempio per l'*NaCl*,



L'attrazione elettrostatica che lega insieme gli ioni si chiama **legame ionico**. I composti con legami ionici sono molto stabili perché hanno configurazioni come gas nobili e formano i cosiddetti **composti ionici**. Gli elementi metallici perdono elettroni per diventare ioni con carica positiva (**cationi**), gli elementi non-metallici guadagnano elettroni per diventare ioni negativi (**anioni**).

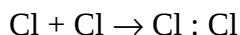
## 7.3 Gli orbitali degli ioni dei metalli di transizione si riempiono in ordine regolare

Prendiamo in esame un caso ambiguo di configurazione elettronica, prendiamo l'argento ( $Z = 47$ ) che ha configurazione elettronica  $[\text{Xe}]5s^14d^{10}$ . L'atomo d'argento dovrebbe perdere 11 elettroni o acquistarne 7 per raggiungere la configurazione tipo gas nobile. L'atomo d'argento non può conseguire una configurazione del tipo gas nobile, ma può perdere il suo elettrone 5s, per assumere configurazione esterna  $4s^24p^64d^{10}$ . Questa configurazione, con 18 elettroni nello strato esterno è relativamente stabile ed è chiamata **configurazione elettronica esterna a 18 elettroni**. Un'altra configurazione elettronica comune negli ioni è quella dell'indio che da  $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^1$  diventa  $\text{In}^+$ ,  $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$ , configurazione elettronica abbastanza stabile, ma in questo caso l'indio può perdere due elettroni 5s ( $\text{In}^{3+}$ ) e raggiungere la configurazione  $[\text{Kr}]4d^{10}$  (18 elettroni).

## 7.4 I cationi sono più piccoli e gli anioni più grandi dei corrispondenti atomi neutri

# CAPITOLO 8: FORMULE DI LEWIS

8.1) Un legame covalente può essere descritto come una coppia di elettroni condivisa da due atomi.  
Si consideri la molecola Cl<sub>2</sub>, possiamo escludere la formazione di un legame ionico, infatti esiste un modo per i due atomi di conseguire simultaneamente una configurazione elettronica del tipo Argon. Se i due atomi di cloro mettono in compartecipazione una coppia di elettroni, la distribuzione degli elettroni di valenza viene illustrata come:



Questo tipo di legame è noto come legame covalente. Per convenzione la coppia di elettroni di legame viene indicata come una linea che congiunge i due atomi mentre gli altri elettroni sono rappresentati come coppie di punti:



Le coppie di elettroni non condivisi sono dette "coppie elettroniche solitarie" o "doppietti liberi". Quando Cl<sub>2</sub> solidifica forma un cristallo molecolare che risulta più debole di un cristallo ionico. L'uso di una linea per il legame covalente aiuta a definire la lunghezza di legame tra due atomi in una molecola.

8.2) Scrivendo le formule di Lewis si cerca sempre di soddisfare la regola dell'ottetto.

Si possono scrivere in modo sistematico le formule di Lewis usando il seguente metodo in quattro fasi:

- 1) Disporre l'uno vicino agli altri i simboli degli atomi presenti nella molecola. Spesso c'è solo un atomo di una determinata specie, è buon inizio assumere che questo atomo sia l'atomo centrale. Talvolta la disposizione corretta si trova per tentativi.
- 2) Calcolare il numero complessivo di elettroni di valenza nella molecola sommando il numero degli elettroni di valenza di tutti gli atomi che vi compaiono. Se la specie in esame è ionica anziché molecolare, allora si deve tener conto della sua carica elettrica.
- 3) Indicare un legame covalente a due elettroni disegnando una linea tra gli atomi che si suppone siano legati tra loro.
- 4) Disporre adesso i restanti elettroni di valenza come doppietti liberi intorno a ciascun atomo, in modo da rispettare la regola dell'ottetto.

8.3) Nelle formule di Lewis gli atomi di idrogeno sono sempre terminali.

Gli atomi di idrogeno per raggiungere la stabilità dell'Elio (He) deve acquistare un elettrone, quindi gli unici legami possibili sono:



Poiché un atomo di idrogeno completa il suo strato di valenza con un totale di due elettroni, gli atomi di idrogeno formano quasi sempre legami covalenti con un solo altro atomo e nelle formule di Lewis non sono mai atomi centrali, ovvero sono sempre atomi terminali.

8.4) Nelle formule di Lewis agli atomi possono venire assegnate cariche formali.

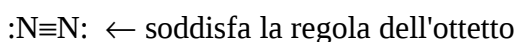
Spesso è utile assegnare cariche elettriche a ciascun atomo; tali cariche sono dette cariche formali perché vengono assegnate arbitrariamente. In una formula di Lewis la carica formale si calcola usando l'equazione:

$$(\text{carica formale}) = (\text{elettroni di valenza}) - (\text{elettroni nei doppietti}) - 1/2(\text{elettroni condivisi})$$

È necessario sottolineare che le cariche formali non sono cariche reali, ma che possono essere usate per prevedere e correlare varie proprietà chimiche. Per mezzo delle cariche formali si può, inoltre, scegliere tra varie formule di Lewis quella corretta. Di solito, la formula di Lewis con la minore carica formale rappresenta la formula di Lewis preferita.

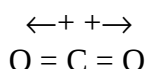
#### 8.5) Non sempre è possibile soddisfare la regola dell'ottetto usando solo legami singoli.

A volte non è disponibile un numero sufficiente di elettroni per soddisfare la regola dell'ottetto per ciascun atomo, usando solo legami singoli. Un esempio è il C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (etilene) che arriva ad avere solo 7 elettroni su ciascun atomo di carbonio; ma se gli atomi di carbonio mettono un elettrone ciascuno in compartecipazione si formerà un'altro legame. Quando due atomi sono uniti da due coppie di elettroni, si dice che tra essi è presente un **legame doppio**. Un doppio legame è più forte e più corto di un legame singolo ma è più debole di due legami singoli. È anche possibili l'esistenza di **tripli legami** come nel caso dell' N<sub>2</sub>.

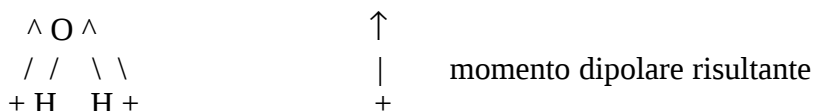


#### 8.10) Molecole poliatomiche con legami polari possono essere non-polari.

Il **momento dipolare** è una grandezza che misura la polarità di una molecola. Il momento dipolare di una molecola biatomica si rappresenta di solito con una freccia ( $\rightarrow$ ). La croce sulla coda della freccia indica la carica positiva. La **polarità di legame** ha le stesse proprietà delle forze. Nella CO<sub>2</sub>,



la polarità di legame si controbilanciano esattamente annullandosi, quindi la CO<sub>2</sub> non ha momento dipolare; in questo caso si parla di **molecola apolare** ed anche di **molecola lineare**, cioè tutti gli atomi si trovano sulla stessa linea retta. La molecola dell'H<sub>2</sub>O sembrerebbe apolare ma in realtà ha un momento dipolare dovuto alla sua geometria;



Le formule di Lewis, quindi, suggeriscono la modalità con cui i vari atomi sono legati nella molecola, ma non dicono niente circa la disposizione tridimensionale degli atomi nella molecola.

#### 9.1) Le formule di Lewis non rappresentano le forme delle molecole.

Le formule di Lewis indicano l'ordine e la modalità con cui gli atomi sono legati in una molecola, ma non offrono informazioni sulla forma effettiva della molecola stessa. Si consideri la molecola di diclorometano, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>: una delle formule di Lewis del diclorometano è:



Se da questa formula di Lewis deducessimo che il diclorometano è una molecola **planare**, allora dovremmo concludere che la formula di Lewis



rappresenta una geometria differente del diclorometano. Nella formula (1), i due atomi di cloro si trovano da parti opposte a  $180^\circ$ , mentre nella formula (2) si trovano a  $90^\circ$ . Molecole con la stessa formula chimica, in questo caso  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , ma diversa disposizione geometrica si chiamano **isomeri geometrici**. Gli isomeri geometrici sono specie molecolari diverse, quindi hanno proprietà chimiche e fisiche differenti, per esempio diverso punto di ebollizione, per cui si possono separare per distillazione.

In realtà non sono mai stati osservati due isomeri del diclorometano, perciò è sbagliato il presupposto che il diclorometano sia una molecola planare. Il fatto che esista solo un tipo di molecola di diclorometano suggerisce che i quattro legami formati dall'atomo centrale devono essere orientati in modo tale che esista un solo particolare modo in cui due atomi di idrogeno e due atomi di cloro siano legati ad un atomo centrale di carbonio. La proposta di una disposizione geometrica che spiegava convincentemente perché non esistono isomeri geometrici del diclorometano ed altre osservazioni simili fu avanzata indipendentemente dal chimico olandese Jacobs van't Hoff e dal chimico francese Joseph Le Bel nel 1874. Questi due chimici proposero che i quattro legami intorno all'atomo centrale di carbonio in una molecola come quella del metano,  $\text{CH}_4$ , fossero diretti verso i vertici di un **tetraedro** regolare. Un tetraedro regolare è una figura solida con quattro facce identiche e quattro vertici equivalenti, in cui ciascuna faccia è un triangolo equilatero.

### 9.2) I quattro vertici di un tetraedro regolare sono equivalenti.

Da un modello si può vedere che i quattro vertici di un tetraedro

## CAPITOLO 10: IL LEGAME COVALENTE

### 10.3) Gli orbitali ibridi sono combinazioni di orbitali atomici dello stesso atomo

Quando una molecola, come l'idruro di berillio ( $\text{BeH}_2$ ), viene studiata si nota una violazione della regola dell'ottetto. Questo problema viene risolto usando la combinazione degli orbitali di valenza dell'atomo di berillio che produce la massima sovrapposizione con ciascuno degli orbitali "1s" dell'idrogeno. Questa idea fu avanzata da Linus Pauling che suggerì che gli orbitali di legame covalenti si formassero grazie alla combinazione (SOVRAPPOSIZIONE) di due orbitali "1s" dell'idrogeno. Pauling fu il primo ad usare il PRINCIPIO DELLA MASSIMA SOVRAPPOSIZIONE. Occorre prendere soltanto l'orbitale "2s" ed uno degli orbitali "2p" formando ORBITALI ATOMICI IBRIDI SP. Ciascun orbitale SP si combina con l'orbitale "1s" dell'idrogeno. Ciascun orbitale ha sezione circolare ed è chiamato ORBITALE  $\sigma$  (sigma). Quando un orbitale  $\sigma$  viene occupato da due elettroni con spin opposto, si forma quello che viene chiamato LEGAME  $\sigma$ .

### 10.4) Gli orbitali ibridi $\text{SP}^2$ hanno simmetria triangolare planare

Un esempio di molecola con tre legami covalenti localizzati è il trifluoruro di boro ( $\text{BF}_3$ ), in cui ciascun angolo di legame è  $120^\circ$ . Per combinazione dell'orbitale "2s" con due orbitali "2p" possiamo ottenere tre orbitali ibridi equivalenti, noti come orbitali  $\text{SP}^2$ . Gli orbitali di legame risultanti sono orbitali  $\sigma$ .

### 10.5) Gli orbitali ibridi $\text{SP}^3$ sono diretti verso i vertici di un tetraedro

Come indicato dalla teoria VSEPR, la molecola del metano  $\text{CH}_4$ , è tetraedrica ed i suoi quattro legami carbonio-idrogeno sono equivalenti. Combinando l'orbitale "2s" con tutti e tre gli orbitali "2p" si ottengono quattro orbitali  $\text{SP}^3$ ; si formano quattro orbitali di legame  $\sigma$  localizzati.

10.7) Per descrivere i legami nelle molecole che hanno quattro coppie di elettroni intorno all'atomo centrale si usano gli orbitali  $\text{SP}^3$

molecola d'acqua  $\text{H}_2\text{O}$ , l'etano  $\text{C}_2\text{H}_6$ , alcol metilico  $\text{CH}_3\text{OH}$ , ed inoltre l'ammoniaca e l'alcol etilico

10.8) Un legame doppio può essere rappresentato da un legame  $\sigma$  ed un legame  $\pi$

Studiando l'etene ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) si nota che si formano legami  $\sigma$  mediante orbitali  $\text{SP}^2$ . Si ricordi che su ciascun atomo di carbonio vi è ancora un orbitale "2p" perpendicolare ai piani di legame H-C-H. Adesso possiamo ruotare le due estremità della molecola attorno al legame  $\sigma$  carbonio-carbonio, in modo da rendere massima la sovrapposizione degli orbitali "2p" dei due atomi di carbonio. Quando i due orbitali "2p" sono paralleli tra loro si forma un legame detto legame  $\pi$  e un orbitale  $\pi$ . Quando due elettroni vanno ad occupare un orbitale  $\pi$  formano un legame  $\pi$ . Il legame  $\sigma$  ed il legame  $\pi$  non hanno la medesima energia, perciò il doppio legame non ha la forza di un legame semplice. Un doppio legame blocca una molecola nella forma planare, quindi possono esistere due forme distinte dette isomeri. Se due atomi si trovano in posizione opposte avremo un isomero "trans", dallo stesso lato isomero "cis". Molecole con la stessa struttura di legame ma diversa disposizione spaziale vengono dette STEREOISOMERI, in questo caso una "isomeria cis-trans", ed hanno proprietà fisiche diverse.

10.9) Un legame triplo può essere rappresentato da un legame  $\sigma$  e da due legami  $\pi$

Prendiamo in esame l'etino  $\text{C}_2\text{H}_2$  (acetilene) il quale ha forma lineare e orbitali ibridi "sp" ( $180^\circ$ ). Sicuramente esistono tre legami  $\sigma$  (due C-H ed uno C-C), ma sugli atomi di carbonio ci sono due orbitali "2p" ciascuno, i quali interagiscono e formano due orbitali  $\pi$  e quindi due legami  $\pi$ .

10.10) Gli elettroni p del benzene sono delocalizzati

# CAPITOLO 11: LIQUIDI E SOLIDI

11.1) In una curva di riscaldamento i processi di fusione e di ebollizione appaiono come tratti orizzontali

Un grafico che mostra come varia la temperatura di una sostanza in funzione del tempo quando la sostanza viene riscaldata in modo costante è detto *Curva di riscaldamento*.

L'energia, assorbita da una sostanza sotto forma di calore, necessaria a fondere una mole della sostanza stessa è detta *Entalpia Molare di Fusione* e viene indicata con  $\Delta H_{\text{fus}}$ .

L'energia, assorbita da una sostanza sotto forma di calore, necessaria a vaporizzare una mole della sostanza stessa è detta *Entalpia Molare di Vaporizzazione* e viene indicata con  $\Delta H_{\text{vap}}$ .

Se un solido si trasforma direttamente in gas senza passare attraverso la fase liquida si ha il processo di *Sublimazione*.

L'*Entalpia Molare di Sublimazione*,  $\Delta H_{\text{sub}}$ , è l'energia assorbita come calore nella sublimazione di una mole di un solido a pressione costante.

11.4) Ad ogni temperatura un liquido presenta una tensione di vapore ben definita

Si supponga di porre un liquido in un contenitore chiuso in cui sia fatto il vuoto ed in cui vi sia spazio per il vapore. Si può osservare che la pressione del vapore sopra il liquido cresce rapidamente all'inizio e successivamente in modo più lento fino a raggiungere un valore costante; si dice quindi che il sistema è all'equilibrio, ma un equilibrio *dinamico*, poiché la velocità di evaporazione è uguale alla velocità di condensazione. La pressione del vapore all'equilibrio è detta *Tensione di Vapore*, che aumenta con la temperatura. Il punto di ebollizione è la temperatura alla quale la tensione di vapore è uguale alla pressione atmosferica.

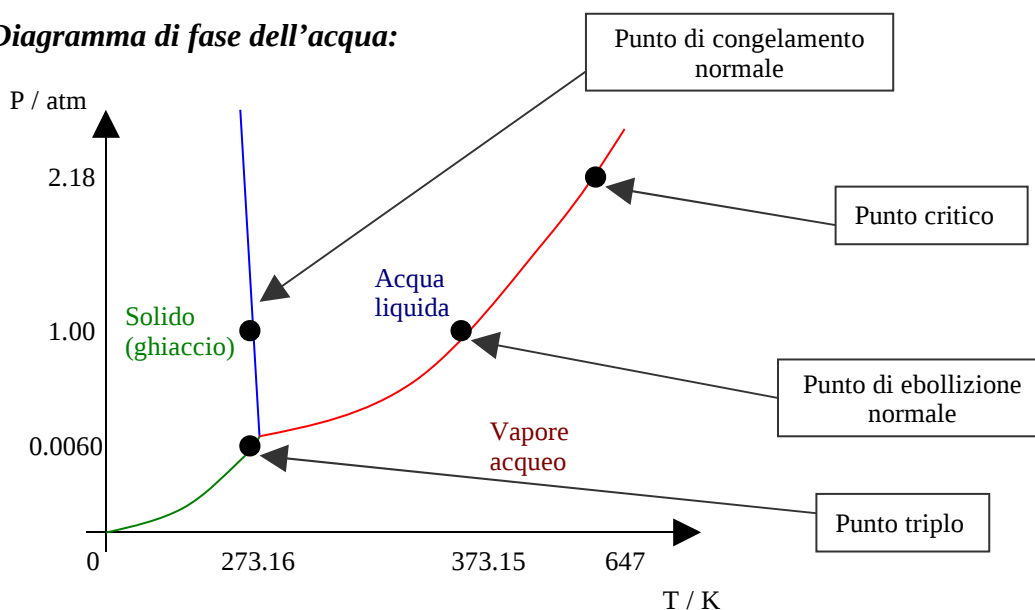
-Umidità relativa:  $\frac{\text{Pressione parziale del vapore acqueo nell'atmosfera}}{\text{Tensione di vapore dell'acqua a uguale temperatura}} \times 100$

-Punto di rugiada: La temperatura dell'aria a cui l'umidità relativa è il 100%.

-Equazione di Clapeyron-Clausius:  $\log \left( \frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{2,3R} \left( \frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right)$

11.7) Un diagramma di fase mostra simultaneamente le regioni di stabilità di tutte le fasi di una sostanza pura

**Diagramma di fase dell'acqua:**



## CAPITOLO 18: Reazioni di Ossidoriduzione (REDOX)

Le reazioni di Ossido-Riduzione servono quando vogliamo bilanciare le equazioni anche dal punto di vista elettronico, ovvero degli elettroni ceduti e degli elettroni acquistati.

Lo ione che si riduce (esempio  $\text{Cu}^{2+} \Rightarrow \text{Cu}$ ) quando diminuisce il suo numero di ossidazione viene chiamato agente ossidante ed è il composto elettronaccettore.

Lo ione che si ossida (esempio  $\text{Zn} \Rightarrow \text{Zn}^{2+}$ ) quando aumenta il suo numero di ossidazione viene chiamato agente riducente ed è il composto elettrondonatore.

Regole per assegnare i numeri di ossidazione:

- 1 ▪ Ad atomi allo stato elementare è assegnato numero di ossidazione 0.
- 2 ▪ La somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi di una specie chimica deve essere uguale alla carica della specie.
- 3 ▪ I metalli alcalini (Li, Na, K, Rb, Cs) nei loro composti hanno sempre numero di ossidazione +1.
- 4 ▪ Il fluoro nei suoi composti ha sempre numero di ossidazione -1.
- 5 ▪ I metalli alcalino-terrosi (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra), lo zinco ed il cadmio nei loro composti hanno sempre numero di ossidazione +2.
- 6 ▪ Alluminio e gallio nei loro composti hanno sempre numero di ossidazione +3.
- 7 ▪ L'idrogeno nei suoi composti ha numero di ossidazione +1.
- 8 ▪ L'ossigeno nei suoi composti ha numero di ossidazione -2.

Ecco le regole per sviluppare una equazione di ossidoriduzione:

- Dividere l'equazione in due equazioni distinte per la semireazione di ossidazione e la semireazione di riduzione.
- Bilanciare l'equazione di ciascuna semireazione rispetto a tutti gli elementi, tranne ossigeno ed idrogeno.

III. Bilanciare ciascuna semireazione rispetto all'ossigeno, aggiungendo l'appropriato numero di molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  al membro in difetto di ossigeno.

### **Per le equazioni in ambiente acido**

IV. Bilanciare le equazioni di ciascuna semireazione rispetto all'idrogeno aggiungendo l'appropriato numero di ioni  $\text{H}^+$  al membro in difetto di idrogeno.

### **Per le equazioni in ambiente basico**

IV. Per Bilanciare ciascuna semireazione rispetto agli atomi di idrogeno aggiungiamo ioni  $\text{OH}^-$  al membro che era in difetto di ossigeno; poi aggiungiamo molecole d'acqua al membro che non era in difetto di ossigeno.

V. Bilanciare le equazioni di ciascuna semireazione rispetto alla carica aggiungendo l'appropriato numero di elettroni al membro con eccesso di carica positiva.

VI. Moltiplicare membro a membro ciascuna equazione delle semireazioni per numeri interi, in modo tale che il numero totale degli elettroni ceduti dalla semireazione di ossidazione sia uguale al numero di quelli acquistati nella semireazione di riduzione.

V. Scrivere l'equazione completa bilanciata sommando membro a membro le due semireazioni bilanciate e semplificando i termini simili (nessun elettrone deve comparire nell'equazione completa bilanciata).

## CAPITOLO 24 – polimeri sintetici e naturali

### *Il Nylon ed il Dacron vengono preparati mediante reazioni di condensazione*

La reazione di polimerizzazione dell'etilene viene detta **reazione di polimerizzazione per addizione**, poiché procede attraverso l'addizione diretta delle molecole di un monomero. Esiste un altro tipo di polimerizzazione, detta **reazione di polimerizzazione per condensazione**. In una reazione di polimerizzazione per condensazione per ogni addizione di una unità monomerica alla catena polimerica viene eliminata una piccola molecola come l'acqua. La formazione di Nylon è un esempio di polimerizzazione per condensazione. Il Nylon viene formato nella reazione di un composto diamminico e di un acido bicarbossilico.

Il prodotto di questa reazione viene detto **dimero**; si noti che un'estremità del dimero è costituita da un gruppo amminico, mentre l'altra è costituita da un gruppo carbossilico. L'accrescimento del dimero può avvenire sia per reazione della sua estremità amminica con un acido bicarbossilico monomero che per reazione della sua estremità carbossilica con una diammina monomera. Questo processo può continuare, formando il Nylon.

Si noti che alla reazione di polimerizzazione per condensazione partecipano due molecole monomere differenti che si combinano, originando il dimero, l'unità fondamentale che si ripete nel polimero. Ogni anno negli Stati Uniti viene prodotto quasi 1 milione di tonnellate di Nylon, che viene usato per la produzione di fibre lunghe e resistenti, che trovano largo impiego per la fabbricazione di coperte e maglieria, giacconi ed altri capi di vestiario. Molte delle proprietà del Nylon ricordano quelle della seta, benché la sua produzione sia molto meno costosa. La somiglianza tra Nylon e seta non è casuale, in quanto la seta è una proteina e le proteine sono in pratica dei polimeri le cui unità monomeriche sono unite tra loro mediante legami ammidici, nello stesso modo visto per il Nylon. Il Dacron è un polimero formato per condensazione del glicole etilenico (un bialcol) e dell'acido p-tereftalico (un acido bicarbossilico).

La reazione procede attraverso la formazione di un legame estereo tra un gruppo carbossilico ed un gruppo ossidrilico – OH del bialcol. Il Dacron viene chiamato poliestere poiché le unità fondamentali monomeriche sono unite tra loro mediante legami esterei.

Il Dacron, che è leggero e resistente, viene usato per fabbricare pellicole trasparenti, sci, barche, attrezzature chirurgiche e per aeroplani, per abiti ingualcibili. Se usato per confezionare abiti, il Dacron viene di solito miscelato con cotone in rapporto di circa 2 a 1, perché le fibre miste che si ottengono sono più morbide e più facilmente permeabili al vapore rispetto al Dacron puro. Oltre al Nylon ed al Dacron, vi sono molti altri polimeri di condensazione, tra cui i policarbonati (usati per caschi, lenti, componenti elettronici, pellicole fotografiche), i poliuretani (mobilia ed isolanti) e le resine fenoliche (componenti strutturali e ferodi per freni). La caratteristica più importante sfruttata per la sintesi dei polimeri di condensazione è la presenza di gruppi reattivi ad entrambe le estremità dell'unità monomerica.

# FORMULARIO

## CAPITOLO 1: ATOMI E MOLECOLE

1.1) Perché si deve studiare la chimica

1.2) La chimica ha un fondamento sperimentale

- Una legge scientifica (o naturale) è un conciso sunto di una gran mole di dati sperimentali.
- Una teoria cerca di fornire spiegazioni alle leggi scientifiche e non è un fatto.
- Un'ipotesi è una proposizione portata come possibile spiegazione, è il seme di una teoria.
- Una definizione non è un fatto: viene scelta arbitrariamente secondo convenienza e utilità.

1.3) Gli elementi sono le sostanze più semplici

1.4) Circa tre quarti degli elementi sono metalli

1.5) Antoine Lavoisier fu il fondatore della chimica moderna

1.6) La legge della composizione costante stabilisce che la quantità relativa di ciascun elemento in un composto è sempre la stessa

1.7) La teoria atomica di Dalton spiega la legge di composizione costante

- La materia è costituita da particelle, piccole ed indivisibili, dette atomi.
- Gli atomi di un dato elemento hanno tutti la stessa massa e sono identici sotto tutti gli aspetti, compreso il comportamento chimico.
- Gli atomi di elementi diversi differiscono nella massa e nel comportamento chimico.
- I composti chimici sono formati da due o più atomi legati insieme. La particella che risulta quando due o più atomi si uniscono tra loro è detta molecola. Gli atomi in una molecola non devono necessariamente essere differenti. Se gli atomi sono gli stessi si tratta della molecola di un elemento. Se gli atomi sono diversi si tratta della molecola di un composto.
- Gli atomi coinvolti in una reazione chimica si riarrangiano per formare molecole diverse: nessun atomo viene creato o distrutto.
- Si è definita l'unità di massa atomica (uma) l'unità per definire una quantità atomica.

1.8) Le molecole sono gruppi di atomi legati insieme

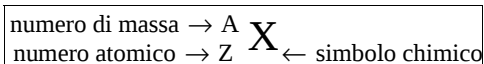
1.9) I composti sono chiamati secondo un preciso sistema di nomenclatura chimica

1.10) La massa molecolare è la somma delle masse atomiche degli atomi in una molecola

1.11) La maggior parte della massa di un atomo è concentrata nel suo nucleo

- Thomson, nel 1897, scoprì gli elettroni (carica negativa).
- Henri Becquerel scoprì la radioattività.
- I coniugi Curie scoprono le particelle  $\alpha$  e  $\beta$ .
- Nel 1911 Rutherford e Marsden fanno un esperimento e pongono l'esistenza del nucleo).
- Più tardi Rutherford scopre i protoni (carica positiva).

1.12) Gli atomi sono composti di protoni, neutroni, elettroni



1.13) La maggior parte degli elementi è presente in natura come miscela di isotopi

1.15) La precisione di una grandezza misurata è indicata con il numero di cifre significative

1.16) I numeri calcolati dovrebbero riportare solo il giusto numero di cifre significative

1.17) Nei lavori scientifici si usa il Sistema metrico decimale

1.18) Per intestare le tabelle ed assi cartesiani si usa la notazione di Guggenheim

- grandezza/unità di misura = valore

## CAPITOLO 2: REAZIONI CHIMICHE E TAVOLA PERIODICA

2.1) Nelle reazioni chimiche si formano nuove sostanze

2.2) Una equazione chimica deve essere bilanciata

2.3) Gli elementi possono essere raggruppati in accordo alle loro proprietà chimiche

- 2.4) Gli elementi quando sono elencati in ordine di numero atomico crescente, mostrano una periodicità delle proprietà
- 2.5) Gli elementi nella stessa colonna della tavola periodica hanno proprietà chimiche simili
- 2.6) Gli elementi sono classificati in elementi dei gruppi principali, metalli di transizione e metalli di transizione interna
- 2.7) La tavola periodica contiene alcune irregolarità
- 2.8) Molti atomi formano ioni che hanno la configurazione elettronica di un gas nobile
- 2.9) Per scrivere le formule chimiche si possono usare le cariche ioniche
- 2.10) Una reazione di combinazione è la reazione di due sostanze per formare un unico prodotto
- 2.11) Quando vengono sciolti in acqua, gli ossidi solubili dei metalli formano basi e gli ossidi solubili dei non-metalli formano acidi
- 2.12) In una reazione di decomposizione, una sostanza si scompone in due o più sostanze più semplici
- 2.13) In una reazione di sostituzione, in un composto un elemento viene sostituito da un altro
- 2.14) I metalli possono essere disposti in ordine di reattività relativa
- 2.15) L'ordine di reattività relativa degli alogeni è  $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$
- 2.16) In una reazione di doppio scambio, si scambiano cationi ed anioni, formando nuovi composti

### CAPITOLO 3: CALCOLI CHIMICI

- resa percentuale % = (resa effettiva / resa teorica) x 100
- definizione di Molarità:  $M = n / V$
- calcoli di diluizione:  $M_1 V_1 = M_2 V_2$
- definizione di Normalità:  $N = eq / V$
- definizione di Equivalenti:
  - per una base  $P_{eq} = \text{Peso molecolare} / n. OH$
  - per un acido  $P_{eq} = \text{Peso molecolare} / n. H$
  - per un sale  $P_{eq} = \text{Peso molecolare} / n. OH \text{ ass. } H$
- Principio di conservazione delle masse: Gli elementi si combinano secondo lo stesso numero di equivalenti per dare luogo allo stesso numero di equivalenti.
- Definizione di Peso percentuale:  $p\% = (n \text{ gr. di soluto}) / (100 \text{ gr. soluzione})$
- Definizione di molalità:  $m = n \text{ soluto} / 1 \text{ Kg solvente}$
- Definizione di Volume percento:  $V\% = \text{volume di soluto} / \text{volume soluzione}$
- TITOLARE = aggiungere un equal numero di equivalenti.

### CAPITOLO 4: PROPRIETÀ DEI GAS

- Equazione dei gas ideali:  $PV = nRT$
- Legge delle pressioni parziali di Dalton:  $P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$
- Frazione molare:  $X_i = n_i / n_{tot}$
- Pressione parziale:  $P_i = X_i P_{tot}$
- Energia cinetica per molecole di gas:  $E_m = 3/2 RT$
- Peso molare:  $M_{kg} = P_{molecolare} / 1000 \text{ (Kg / mol)}$
- Velocità quadratica media:
  - $V_m = (3RT / M_{kg})^{1/2}$
  - $V_m = (24940 * T / P_{molecolare})^{1/2}$
- Legge di diffusione di Graham:  $V_a / V_b = T_b / T_a = (M_b / M_a)^{1/2}$
- Cammino libero medio:  $l = (3,1 \times 10^7) T / \sqrt{P} \quad (pm = 10^{-12} m)$
- Frequenza delle collisioni di un gas:  $z = V_m / l$
- Equazione di Van der Waals:  $(P + n^2 a / V^2) (V - nb) = nRT$

### CAPITOLO 12: PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI

- Equilibrio dinamico: si ha quando il numero di ioni che si depositano sulla superficie del cristallo è uguale in ogni istante a quello degli ioni che passano in soluzione.
- Solubilità: grammi soluto / grammi di solvente.
- La solubilità può aumentare con la temperatura.
- Legge di Henry:  $P_{gas} = K_h M_{gas}$ , dove  $K_h$  è una costante che dipende dal gas ed  $M$  è la solubilità espressa in Molarità.
- La solubilità dei Gas nei liquidi diminuisce all'aumentare della temperatura.

- Legge di Raoult:  $P_1 = X_1 P_1^0$  da cui  $\Delta P_1 = P_1^0 - P_1 = (1 - X_1) P_1^0$
- Proprietà colligative delle soluzioni: 1) abbassamento della tensione di vapore 2) innalzamento del punto di ebollizione (o innalzamento ebullioscopico) 3) abbassamento del punto di congelamento (o abbassamento crioscopico) 4) la pressione osmotica.
- Definizione di molalità colligativa di un soluto:  $m_c = i \cdot m$
- L'innalzamento ebullioscopico:  $T_{eb} - T_{eb}^0 = K_{eb} m_c$   $K_{eb}$  costante ebullioscopica molale
- Abbassamento crioscopico:  $T_c^0 - T_c = K_c m_c$   $K_c$  costante crioscopica molale
- Pressione osmotica:  $\pi = RTM_c$   $M_c$  è la molarità colligativa ( $M \cdot i$ )
- Legge di Raoult per soluzioni formate da due liquidi:  $P_{tot} = X_a P_a^0 + X_b P_b^0 = P_b^0 + X_a (P_a^0 - P_b^0)$

#### CAPITOLO 14: L'EQUILIBRIO CHIMICO

- Legge di azione di massa: data un'equazione chimica generica bilanciata  
 $aA(g) + bB(sol) + cC(s) \rightleftharpoons xX(g) + yY(sol) + zZ(l)$   
 allora si può definire una costante di equilibrio secondo la formula  $K_c = \frac{[X]^x [Y]^y}{[A]^a [B]^b}$
- Poiché la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua concentrazione possiamo definire  $K_p = \frac{[P_{gas} f]^a}{[P_{gas} i]^b}$  secondo l'equazione  $xX(s) + a Gas i(g) \rightleftharpoons b Gas f(g)$
- Di solito  $K_p = K_c$  perché la concentrazione di un gas è definita come  $[gas] = P_{gas} / RT$
- Se ho una equazione che è il contrario di un'altra allora la sua  $K_i = 1 / K_d$
- Se ho invece una equazione che è la somma di altre due la sua  $K = K_1 K_2$
- Il principio di Le Chatelier studia in che modo si sposta la reazione di equilibrio:
  - 1) Se aumento uno dei reagenti l'equilibrio si sposta da sinistra a destra.
  - 2) Se aumento uno dei prodotti l'equilibrio si sposta da destra a sinistra.
  - 3) Se aumento la concentrazione di un solido o un liquido l'equilibrio non si sposta.
  - 4) Se diminuisce il volume la reazione si sposta verso il lato con il minor numero di moli di specie gassose (e viceversa).
  - 5) Se aumenta la pressione accade come se diminuisse il volume (e viceversa).
  - 6) Se definiamo  $\Delta H_r^0$  l'energia assorbita o prodotta dai reagenti allora possiamo dire che per una reazione endotermica ( $\Delta H_r^0 > 0$ ) un aumento della temperatura sposta l'equilibrio verso destra ed aumenta la K di equilibrio (e viceversa); per una reazione esotermica ( $\Delta H_r^0 < 0$ ) se aumenta la temperatura l'equazione si sposta verso sinistra e diminuisce la K di equilibrio (e viceversa).
  - 7) Per scoprire come varia la K o la temperatura possiamo usare l'equazione di van't Hoff:  
 $\log(K_f / K_i) = \Delta H_r^0 / 2,3 R = (T_f - T_i) / T_i T_f$   $R = 8,314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$
- Se definiamo  $Q_c = \frac{[\text{prodotto}]^{n.moli}}{[\text{reagente}]^{n.moli}}$  otteniamo un rapporto tra le concentrazioni delle due soluzioni; confrontando  $Q_c$  con  $K_c$  possiamo prevedere come si sposterà l'equazione.
 

$Q/K < 1$ ( $Q < K$ )	procede verso destra
$Q/K > 1$ ( $Q > K$ )	procede verso sinistra
$Q/K = 1$ ( $Q = K$ )	stato di equilibrio

#### CAPITOLO 15: ACIDI E BASI (1ª PARTE)

- Prodotto ionico dell'acqua a 25° C:  $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,00 \times 10^{-14} \text{ M}^2$
- Definizione di pH:  $pH = -\log [H_3O^+]$
- Definizione di pOH:  $pOH = -\log [OH^-]$
- Relazione tra pH e pOH a 25° C:  $pH + pOH = 14,00$
- Determinazione della concentrazione di  $H_3O^+$  dal valore del pH:  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

- Espressione della costante di dissociazione acida dell'acido HB(aq):  $K_a = \frac{[H_3O^+][B^-]}{[HB]}$
- Data la  $K_a$  e la concentrazione iniziale di HB posso usare la formula:  
 $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]_i - [H_3O^+]}$
- Espressione della costante di protonazione basica della base B-(aq):  $K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]}$
- Definizione di concentrazione percentuale:  $\% = \frac{[H_3O^+]}{100 / [HB]_i} \times 100$
- Definizione di  $pK_a$ :  $pK_a = -\log K_a$
- Definizione di  $pK_b$ :  $pK_b = -\log K_b$
- Relazione tra  $K_a$  e  $K_b$  per una coppia acido-base coniugata:  $K_w = K_a K_b$
- Relazione tra  $pK_a$  e  $pK_b$  per una coppia acido-base coniugata a 25°C:  $pK_a + pK_b = 14,00$

#### CAPITOLO 16: ACIDI E BASI (2ª PARTE)

- Se si utilizza una soluzione indicatrice allora:  $pH = pK_{ai} = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[Hin]}$
- Definiamo  $[numero \text{ di millimoli}] = [molarita] \times [numero \text{ di millilitri}]$
- (mmoli OH<sup>-</sup> aggiunto) = molarità base x millilitri base aggiunta = (mmol di H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> reagenti)
- (numero mmoli H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> iniziale) = molarità acido x millilitri iniziali acido
- (numero mmoli H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> non reagenti) = (mmoli H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> iniziale) - (mmoli H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> reagenti)
- molarità finale = (mmoli H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> non reagenti) / Volume finale (espresso in ml)
- Il PUNTO DI EQUIVALENZA di una titolazione è il punto in cui sono presenti quantità stechiometricamente equivalenti di acido e di base.
- Il Punto di Finale (o di Viraggio) della titolazione è il punto in cui l'indicatore cambia colore ed equivale ad una valutazione sperimentale del punto di equivalenza.
- GLI ACIDI DEBOLI POSSONO ESSERE TITOLATI CON BASI FORTI

Inizialmente si può calcolare il pH della soluzione acida con la formula ( $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]_i - [H_3O^+]}$ ), in seguito si può concludere che la reazione va a completezza e quindi che la concentrazione finale sarà data da  $M = \frac{(n. \text{ mmoli acido al punto di equivalenza} = n. \text{ mmoli acido iniziale})}{\text{Volume totale}}$ . Una volta che ho la concentrazione questa sarà uguale per la base ( $M = [B^-]$ ); a questo punto conoscendo la  $K_b$  posso usare la formula  $K_b = \frac{[OH^-]^2}{M - [OH^-]}$ . Il PUNTO DI META' TITOLAZIONE è il punto in cui  $[HB]_0 = [B^-]_0$  ovvero la  $[H_3O^+] = K_a$  o meglio  $pH = pK_a$ .

- LE BASI DEBOLI POSSONO ESSERE TITOLATE CON ACIDI FORTI

Come nel caso della reazione di un acido debole con una base forte, anche questa reazione procede in pratica fino a completamento. Se conosco la  $K_b$  posso calcolare la concentrazione degli ioni [OH<sup>-</sup>] e quindi il pOH e di conseguenza il  $pH = 14,00 - pOH$ . Il punto di metà titolazione risulta ancora quando il  $pH = pK_a$ .

- LE SOLUZIONI TAMPONE

Una soluzione che contiene sia un acido debole che la sua base coniugata può resistere alla variazione di pH derivante dall'aggiunta di un acido o di una base. Una soluzione come questa che si oppone alle variazioni di pH dovute all'aggiunta di acidi o basi è detta TAMPONE.

Quindi risulta che  $[HB] = [HB]_0$  e che  $[B^-] = [B^-]_0$ , dopo vari calcoli si può definire l'equazione di Henderson-Hasselbalch:  
 $pH = pK_a + \log \frac{[base]_0}{[acido]_0}$  con  $[base]_0 \neq 0$  e  $[acido]_0 \neq 0$  ed inoltre  $K_a$  e  $K_b$  devono essere inferiori a  $10^{-3}$ .

Se aggiungo una base o un acido modifico il numero di mmoli finali di H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e di OH<sup>-</sup> e quindi modifico il rapporto tra le concentrazioni di base e acido.

Se diluisco la soluzione (aggiungo acqua) aumenta il volume ma il rapporto tra le concentrazioni non cambia e di conseguenza non cambia il pH.

## CAPITOLO 17: SOLUBILITA' E REAZIONI DI PRECIPITAZIONE

- Consideriamo INSOLUBILE ogni sostanza la cui solubilità è minore di 0,01 mol/l
- Consideriamo POCO SOLUBILE ogni sostanza la cui solubilità è compresa tra 0,01 e 0,1 mol/l
- Consideriamo SOLUBILE ogni sostanza la cui solubilità è maggiore di 0,1 mol/l
- I criteri di solubilità (sono generici e si applicano in ordine):

9 • Tutti i sali di sodio, potassio e ammonio sono solubili.

10 • Tutti i nitrati, gli acetati e i perclorati sono solubili.

11 • Tutti i sali d'argento, di piombo e di mercurio(I) sono insolubili.

12 • Tutti i cloruri, i bromuri e gli ioduri sono solubili.

13 • Tutti i carbonati, i solfuri, gli ossidi e gli idrossidi sono insolubili.

14 • Tutti i solfati, tranne quelli di calcio e quello di bario, sono solubili.

- Definiamo  $K_{ps}$ , prodotto di solubilità: dato un sale  $A_xB_y$   $K_{ps} = [A]^x[B]^y$
- Definiamo la solubilità  $s$ :  $s = [A] / x = [B] / y$

# DISPENSINA

Elettrodo di Pb spugnoso  
Elettrodo di PbO<sub>2</sub> (biossido di piombo)  $\xrightarrow{\text{tutto in}}$  acido solforico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Amperaggio • 1/10 della capacità in "Ampere/Ora"

Pb / soluzione H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / PbO<sub>2</sub>                      elemento al piombo

### • **SCARICA (PILA)**

(-) anodo  $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^-$

*ossidazione*

(+) catodo  $PbO_{2(s)} + 4H_3O^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4(s)} + 6H_2O$

*riduzione*

### Processo globale:



$E^\circ PbO_{2(s)}/PbSO_{4(s)} = +1,68 \text{ V}$

$E^\circ PbSO_{4(s)}/Pb = -0.36 \text{ V}$

$E^\circ = +2.04 \text{ V}$

In soluzione di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ~ 4 M (d = 1,22) •  $E \sim 2.2 \text{ V}$

Il  $E$  non deve scendere sotto 1,8 V perché si forma troppo PbSO<sub>4</sub> poco solubile che aderisce agli elettrodi formando grossi granuli che non reagiscono più nel processo inverso.

### • **CARICA**

(-) anodo  $PbSO_{4(s)} + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$

*ossidazione*

(+) catodo  $PbSO_{4(s)} + 6H_2O \rightarrow PbO_{2(s)} + 4H_3O^+ + SO_4^{2-} + 2e^-$

*riduzione*

### Processo globale:



Durante la carica è bene non superare i 2,2 V altrimenti si ha l'elettrolisi dell'H<sub>2</sub>O con sviluppo di H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> (bolle)

### Unica reazione per carica e scarica:

