

Composizione dell'atomo

Composizione dell'atomo: particelle elementari; numero atomico e numero di massa, isotopi, peso atomico e molecolare, concetto di mole, numero di Avogadro.

L'atomo è costituito da:

- elettroni
- protoni
- neutroni

La diversità degli atomi deriva dal fatto di essere composti da queste particelle elementari aggregate in proporzioni diverse.

L'identità di un atomo è determinata **dal numero di protoni contenuti nel nucleo**. Questo numero viene definito **numero atomico** (Z) e si indica ponendo il numero in basso a sinistra del simbolo dell'elemento. Ad esempio ${}_6\text{C}$, indica che il carbonio ha numero atomico 6 e contiene quindi 6 protoni nel nucleo.

(Z) numero atomico = numero protoni

In modo analogo, con un numero posto in alto a sinistra del simbolo elementare si indica il **numero di massa** (A), che è dato dalla somma del numero di protoni (Z) e di neutroni (che generalmente si indica con N) contenuti nel nucleo. Ad esempio, il simbolo ${}^{12}\text{C}$ indica il cosiddetto nuclide del carbonio, costituito da 6 protoni e 6 neutroni.

(A) numero di massa = numero protoni + numero neutroni

Protoni e neutroni, che costituiscono il nucleo atomico, vengono talvolta definiti entrambi nucleoni.

Il numero di massa di un atomo è 27; il numero atomico è 13; i neutroni contenuti nel nucleo sono:

- A) 20
- B) 13
- C) 8
- D) 14
- E) 40

Risposta corretta: D

Composizione dell'atomo 2

Isotopi. Gli elementi che hanno lo *stesso numero atomico, ma diverso numero di massa* si dicono isotopi.

Un particolare isotopo di un elemento si indica utilizzando solo il numero di massa, dando per sottinteso il numero atomico. Così, ^{14}C indica l'isotopo del carbonio che contiene 8 neutroni, anziché i 6 dell'isotopo più stabile, che è appunto il ^{12}C .

La differenza tra gli isotopi 18 e 16 dell'ossigeno consiste nel fatto che:

- A) il primo possiede due protoni in più
- B) il primo possiede due protoni in meno
- C) il primo possiede due neutroni in più
- D) il secondo possiede due neutroni in più
- E) il primo possiede due elettroni in più

Risposta corretta: C

Occorre fare attenzione a non confondere il numero di massa con il peso atomico dell'elemento, anche se, inevitabilmente e per ovvi motivi che non possiamo approfondire in questo contesto, i rispettivi valori sono assai simili.

Un atomo neutro contiene 13 protoni, 13 elettroni e 14 neutroni; il peso atomico e' circa:

- 1) 26;
- 2) 40;
- 3) 13;
- 4) 27
- 5) 14.

Risposta corretta: 4

Composizione dell'atomo 3

Nell'atomo neutro il numero degli elettroni è uguale al numero dei protoni.

Uno **ione** è invece un atomo che ha perso (ione positivo o **catione**) o acquistato (ione negativo o **anione**) elettroni.

Vedremo più avanti che esistono anche **ioni molecolari**, che portano cariche positive o negative per aver acquistato o perso ioni Idrogeno.

Quanti elettroni, protoni e neutroni ha, nell'ordine, lo ione H⁻:

- A) 1 1 0
- B) 0 1 1
- C) 2 1 1
- D) 2 1 0
- E) 1 1 1

Risposta corretta: D

Peso atomico. I chimici usano correntemente il termine peso con il significato effettivo di massa.

Per indicare le masse degli atomi (o dei composti chimici) sarebbe oltremodo scomodo usare l'unità di misura ordinaria della massa, il kg o il g. Per questo motivo i chimici hanno ideato una unità di misura relativa, prendendo come riferimento la massa del nuclide C-12, al quale si assegna il valore 12.

L'unità della massa atomica relativa, abbreviazione *u* (ex u.m.a.), è quindi 1/12 (un dodicesimo) della massa del C-12.

L'*u* è un numero adimensionale, in quanto è il rapporto fra due numeri con la stessa dimensione.

Una *u* corrisponde a circa 1.66054×10^{-24} g.

Le masse atomiche riportate sulla tavola periodica si riferiscono alla miscela isotopica naturale. Ad esempio, per il carbonio viene riportata una massa di 12,011 u: questo valore è il risultato del fatto che in natura il carbonio è presente per il 98,9% come C-12 (di massa 12 u) e per l'1,1% come C-13 (di massa 13 u). Si può verificare come la media ponderata dia appunto 12,011 u. Oltre a questi due isotopi, sono presenti anche tracce di C-14, che sono tuttavia ininfluenti nel determinare il peso della miscela isotopica.

Peso molecolare. E' dato semplicemente dalla somma dei pesi atomici degli elementi in un composto.

I pesi atomici di H, P ed O sono rispettivamente 1, 31 e 16 u.m.a. Il peso molecolare in una dell'acido ortofosforico è:

- 1) 48;
- 2) 96;
- 3) 82;
- 4) 66;
- 5) 98.

Risposta corretta: 5

Composizione dell'atomo 4

La **mole**. La mole è il modo che si usa in chimica per misurare la quantità di materia.

La definizione di mole è "**la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti atomi sono contenuti in 12 g di Carbonio 12**".

La mole indica quindi un numero di oggetti; questo numero è pari alla costante di Avogadro ($N = \text{ca. } 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

E' naturale che in conseguenza del modo in cui la mole è definita, **il peso** (più corretto sarebbe dire la massa) **di una mole di un determinato composto è pari al suo peso molecolare espresso in grammi**.

Ad esempio, 1 mole di molecole di idrogeno pesa ca 2.016 g; oppure, in 49 g di acido solforico (H_2SO_4 , p.m. 98) vi è mezza mole di acido solforico, e così via.

Una formula utile è la seguente:

$$\text{moli} = m/M$$

in cui m = massa in grammi della sostanza e M massa molare (g/mol)

Quale delle seguenti affermazioni è CORRETTA?

- 1) una molecola di O_2 pesa 32 g
- 2) una molecola di O_2 pesa 16 g
- 3) una molecola di O_2 occupa 22.414 litri in condizioni standard
- 4) una mole di O_2 pesa 32 g
- 5) una mole di O_2 pesa 16 g

Risposta corretta: 4

Qual è invece la massa di una molecola di O_2 ?

Semplicemente: $32 \text{ u} \times 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = \mathbf{5.31 \times 10^{-23} \text{ g}}$

Numeri quantici e Orbitali atomici

I numeri quantici erano già stati introdotti per la descrizione dell'atomo di idrogeno nel trattamento di Bohr-Sommerfeld. Tuttavia essi trovano una collocazione più naturale come risultato dell'applicazione della meccanica ondulatoria all'atomo.

Per dare un significato fisico alle soluzioni dell'equazione di Schrödinger, che mette in relazione l'energia dell'atomo con la posizione dell'elettrone intorno al nucleo, è necessario infatti introdurre **tre numeri quantici**: n , l , m .

Qui dovremo limitarci ad alcune semplici nozioni e relazioni che legano tra loro i numeri quantici.

n è il *numero quantico principale*. Nell'atomo di idrogeno e negli atomi idrogenoidi (con un solo elettrone), l'energia dipende esclusivamente da **n**. Esso identifica un livello. Può assumere tutti i valori interi positivi: $n = 1, 2, 3, \dots$

l è il numero quantico orbitale (o angolare). Può assumere tutti i valori interi $< n$, compreso lo zero:
 $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$

m è il numero quantico magnetico. Può assumere tutti i valori interi compresi fra $-l$ e $+l$, incluso lo zero:
 $m = -l, -l+1, -l+2, \dots, 0, \dots, l-2, l-1,$

Il numero quantico **l** determina la forma dell'orbitale, **m** il suo orientamento.

ORBITALI

l = 0 identifica l'orbitale **s**. L'orbitale s ha simmetria sferica.

l = 1 identifica gli orbitali **p**. Gli orbitali p hanno geometria bilobata. Vi sono **tre** orbitali p, uno per ogni valore di m, orientati, in un campo magnetico, secondo gli assi cartesiani x, y, z.

l = 2 identifica gli orbitali **d**. Vi sono **cinque** orbitali d, uno per ogni valore consentito di m.

l = 3 identifica gli orbitali **f**. Vi sono **sette** orbitali f, uno per ogni valore consentito di m.

Ogni combinazione possibile dei tre numeri quantici identifica un determinato orbitale atomico.

Il numero quantico secondario di un elettrone contenuto in un orbitale 3p:

- A) è 3
- B) è 1
- C) è 2
- D) può assumere tutti i valori interi compresi tra 0 e 2
- E) può assumere tutti i valori interi (zero compreso) tra -3 e +3

Risposta corretta: B

Due elettroni del terzo livello energetico NON possono avere:

- A) numero quantico secondario uguale a 2
- B) lo stesso numero di spin
- C) numero quantico magnetico uguale a 3
- D) numero quantico magnetico uguale a -2
- E) numero quantico secondario uguale a 0

Risposta corretta: C

Numero quantico di spin

L'elettrone possiede un **momento angolare intrinseco**, al quale è associato un momento magnetico. Questa proprietà è definita spin elettronico e può assumere due diversi stati, caratterizzati da un numero quantico magnetico di spin, m_s , che può avere solo due valori: $+1/2$ o $-1/2$.

Questa proprietà è di fondamentale importanza nel governare il riempimento elettronico degli orbitali atomici. Infatti, il *principio di esclusione di Pauli* impone che:

"due elettroni di uno stesso atomo non possono avere gli stessi quattro numeri quantici"

Ciò significa che **uno stesso orbitale** può essere occupato **al massimo da due elettroni accoppiati** (ossia con spin antiparalleli).

Quanti elettroni possono essere contenuti al massimo in un orbitale?

- 1) 2;
- 2) 8;
- 3) 18;
- 4) 32;
- 5) dipende dal tipo di orbitale.

Risposta corretta: 1

Il numero massimo di elettroni contenuto in un orbitale 5f è :

- 1) 2;
- 2) 14;
- 3) 10;
- 4) 6;
- 5) 1

Risposta corretta: 1

Il numero di O.A. di un livello è pari a n^2

Pertanto il numero massimo di elettroni in ciascun livello è $2n^2$

Ad esempio:

per $n = 1$, vi è un solo orbitale (**1s**), che può ospitare al massimo **due** elettroni.

per $n = 2$, $n^2 = 4$: un O.A. **2s** e tre O.A. **2p**. Il numero massimo di elettroni nel 2° livello è quindi **otto**.

per $n = 3$, $n^2 = 9$: un O.A. **3s**, tre O.A. **3p** e cinque orbitali **3d**. Il numero massimo di elettroni nel 3° livello è quindi **diciotto**.

per $n = 4$, $n^2 = 16$: un O.A. **4s**, tre O.A. **4p**, cinque orbitali **4d** e sette orbitali **4f**. Il numero massimo di elettroni nel 4° livello è quindi **trentadue**.

Il numero massimo di elettroni che può essere contenuto nei primi tre livelli elettronici è:

- A) 18
- B) 28
- C) 10
- D) 30
- E) 26

Risposta corretta: B

Il numero massimo di elettroni contenuto negli orbitali f, s, d è rispettivamente:

- A) 14, 2, 10
- B) 10, 14, 2
- C) 2, 10, 14
- D) 7, 1, 5
- E) 5, 2, 10

Risposta corretta: A

Configurazione elettronica e Sistema periodico

La costruzione delle configurazioni elettroniche degli atomi è indicata da un unico termine, **Aufbau**, che in lingua tedesca significa letteralmente "costruire sopra". L'Aufbau rende bene l'idea della distribuzione degli elettroni nell'atomo in strati o livelli: si aggiunge un elettrone alla volta, fino a completare uno strato e si inizia a riempire quello successivo. La tavola periodica degli elementi è costruita sostanzialmente seguendo questo criterio.

La tavola periodica è stata concepita in modo tale che gli elementi di uno stesso gruppo (una stessa colonna) presentino proprietà simili.

Nell'attuale tavola periodica, gli elementi risultano **ordinati in sequenza secondo il loro numero atomico**, che sappiamo essere determinato dal numero dei protoni del nucleo. Ed è naturale che sia questo l'ordine, dal momento che la successione degli elementi va di pari passo con il riempimento progressivo degli orbitali atomici e tenendo presente che il numero atomico coincide con il numero di elettroni dell'elemento.

La Tavola Periodica è organizzata in righe (PERIODI) e colonne (GRUPPI). Ogni riga corrisponde ad un livello energetico (caratterizzato dal numero quantico principale, n) e in ogni riga, da sinistra a destra, si completa il riempimento elettronico degli orbitali atomici s e p di quel determinato livello. Con gli elementi di transizione, quelli che sono inseriti al centro della T.P., vanno riempiendosi gli orbitali d del livello precedente (con i lantanidi e gli attinidi si verifica lo stesso fenomeno per gli orbitali f di due livelli precedenti).

Gli elementi appartenenti ad uno *stesso gruppo* posseggono **la medesima configurazione elettronica esterna**, che si ripete invariata nel livello immediatamente superiore –ovvero procedendo nel gruppo dall'alto verso il basso– ed hanno pertanto proprietà molto simili.

Carbonio e silicio:

- A) possiedono lo stesso numero di elettroni nell'ultimo livello
- B) sono entrambi metalli
- C) appartengono entrambi al sesto gruppo del sistema periodico
- D) possiedono lo stesso numero di protoni nel nucleo
- E) appartengono allo stesso periodo del sistema periodico

Risposta corretta: A

Configurazione elettronica e Sistema periodico

La maggior parte degli elementi hanno caratteristiche **metalliche**. Essi sono separati dai non metalli dalla scaletta in neretto che possiamo distinguere nella parte destra della T.P. I **non metalli** sono quindi gli elementi confinati nell'angolo in alto a destra, oltre all'Idrogeno. Questi elementi, a differenza dei metalli, sono caratterizzati da alti potenziali di ionizzazione e alta affinità elettronica, e conseguentemente da forte elettronegatività. Essi tendono a formare legami covalenti, a differenza dei metalli, specialmente quelli del I, II e III gruppo, che danno prevalentemente composti ionici, quali i sali.

Gli elementi dei piccoli periodi - 1°, 2° e 3° -, che vengono definiti **elementi tipici o rappresentativi**, sono raggruppati in sette gruppi, oltre al gruppo "zero" dei gas nobili. Questi elementi, ad eccezione di idrogeno ed elio, vanno completando progressivamente, da sinistra a destra, il riempimento degli orbitali **s** e **p** di un livello. Lo stesso avviene per gli elementi appartenenti agli stessi gruppi nei periodi successivi, dal 4° al 6°.

Nell'ultima colonna di destra (gruppo "zero"), trova posto la famiglia dei gas nobili, che sono caratterizzati da un **assetto elettronico estremamente stabile** ($ns^2 np^6$), ad eccezione dell'elio ($1s^2$), che è però altrettanto stabile, avendo completato il primo livello.

Il numero degli elettroni dello strato esterno degli elementi tipici coincide con il gruppo di appartenenza dell'elemento.

La configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ è caratteristica di:

- A) un non metallo
- B) un elemento del quarto gruppo
- C) un metallo
- D) un gas nobile
- E) un elemento di transizione

Risposta corretta: A

I gas nobili (ad eccezione dell'elio) hanno tutti configurazione elettronica esterna del tipo

- A) sp^6
- B) sp^8
- C) s^2p^4
- D) s^2p^6
- E) s^2p^8

Risposta corretta: D

Proprietà periodiche

Il **potenziale di ionizzazione** (P.I.) è l'energia minima necessaria per allontanare a distanza infinita dal nucleo un elettrone di un atomo allo stato gassoso.

Il P.I. decresce procedendo dall'alto in basso all'interno di un gruppo.

Cresce abbastanza regolarmente da sinistra a destra lungo un periodo.

Rimane più o meno invariato per gli elementi di transizione.

Si definisce **affinità elettronica** (A.E.) l'energia che entra in gioco quando un atomo acquista un elettrone.

L'A.E. assume valori alti e positivi quasi esclusivamente negli alogeni, mentre ha valori bassi o addirittura nulli negli altri elementi (specialmente nei metalli alcalini).

P.I. e A.E. sono direttamente proporzionali, ovvero *hanno lo stesso andamento "periodico"*.

L'**ELETTRONEGATIVITÀ** è una caratteristica estremamente importante, che ha numerosi riflessi sulle proprietà, il legame e il comportamento delle molecole. Quando fra due atomi legati vi è una certa differenza di elettronegatività, il legame è polare e la molecola può avere, compatibilmente con la sua geometria, caratteristiche di dipolo elettrico.

L' e.n. può essere definita come:

"la tendenza di un elemento in un composto ad attirare su di sé gli elettroni di legame"

L'elettronegatività, potendo essere equiparata alla media aritmetica di P.I. e A.E., *diminuisce in un periodo procedendo da destra a sinistra e in un gruppo procedendo dall'alto verso il basso.*

L'elemento più elettronegativo è il Fluoro.

. L'affinità elettronica:

- A) è maggiore nel potassio che nel litio
- B) è maggiore nel fluoro che nell'ossigeno
- C) è maggiore nel fosforo che nell'azoto
- D) è minore nel carbonio che nel litio
- E) è minore nell'ossigeno che nello zolfo

Risposta corretta: B

. Nella tavola periodica degli elementi il potenziale di ionizzazione lungo un gruppo:

- A) cresce progressivamente
- B) decresce progressivamente
- C) resta invariato
- D) cresce nei primi tre gruppi, resta invariato negli altri
- E) decresce nei primi due gruppi, cresce negli altri

Risposta corretta: B

. L'energia necessaria per strappare una mole di elettroni ad una mole di atomi per formare una mole di ioni monovalenti positivi viene definita:

- A) potenziale di ionizzazione molare
- B) potenziale chimico molare
- C) indice di dislocazione molare
- D) grado di ionizzazione molare
- E) costante di ionizzazione molare

Risposta corretta: A

TAVOLA PERIODICA E PROPRIETÀ DEGLI ELEMENTI

Secondo la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)

PERIODO

GRUPPO →

1
2
3
4
5
6
7

UNITÀ DI MISURA DEL SISTEMA INTERNAZIONALE (SI)

Grandezze fondamentali	nome	simbolo
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Corrente elettrica	ampere	A
Temperatura termodinamica	kelvin	K
Quantità di materia	mole	mol
Intensità luminosa	candela	cd

Grandezze derivate	nome	simbolo	unità di misura
Frequenza	hertz	Hz	s ⁻¹
Pressione	pascal	Pa	N m ⁻²
Energia, lavoro, calore	joule	J	N m
Potenza, flusso di energia	watt	W	J s ⁻¹
Quantità di elettricità, carica elettrica	coulomb	C	A s
Polarizzazione elettrica, capacitance di condensatore, forza elettromotrice	volt	V	W A ⁻¹

FATTORI DI CONVERSIONE TRA DIFFERENTI UNITÀ DI MISURA

Energia	J	erg	cal ^o	eV
J	1	10 ⁷	0,239006	6,24151 · 10 ¹⁸
erg	10 ⁻⁷	1	2,39006 · 10 ⁻⁸	6,24151 · 10 ¹¹
cal ^o	4,184	4,184 · 10 ⁷	1	2,61145 · 10 ¹⁹
eV	1,60218 · 10 ⁻¹⁹	1,60218 · 10 ⁻¹²	3,60293 · 10 ⁻¹⁹	1

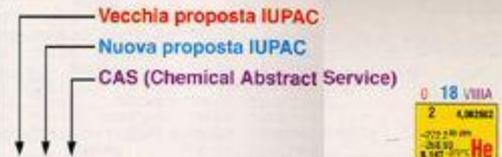
Energia per quanti di materia	kJ mol ⁻¹	kcal mol ⁻¹	eV (per particella)
kJ mol ⁻¹	1	0,239006	1,03643 · 10 ¹⁶
kcal mol ⁻¹	4,184	1	4,35641 · 10 ¹⁵
eV (per particella)	96,4853	23,0605	1

Pressione	Pa (N m ⁻²)	atm	torr (mmHg)
Pa (N m ⁻²)	1	9,86923 · 10 ⁻²	7,50062 · 10 ⁻²
atm	1,01325 · 10 ⁵	1	760
torr (mmHg)	1,33322 · 10 ²	1,31578 · 10 ²	1

* Caloria termodinamica (1 cal = 4,18400 J esatti)

RELAZIONI TRA LE SCALE DI TEMPERATURA TERMODINAMICA (K), CELSIUS (°C) E FAHRENHEIT (°F)

$T(K) = T(°C) + 273,15 = \frac{5}{9} T(°F) + 255,37$; $T(°C) = T(K) - 273,15 = \frac{5}{9} (T(°F) - 32)$; $T(°F) = 1,8 T(°C) + 32 = 1,8 (T(K) - 255,37)$



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 1,00794 1,1 H	2 4,00260 4,0 He	3 6,941 7,0 Li	4 9,01224 9,0 Be	5 10,811 10,8 B	6 12,011 12,0 C	7 14,0074 14,0 N	8 15,9994 16,0 O	9 18,9984 19,0 F	10 20,180 20,2 Ne	11 22,98977 23,0 Na	12 24,304 24,3 Mg	13 26,98154 27,0 Al	14 28,086 28,1 Si	15 28,95615 29,0 P	16 30,97376 31,0 S	17 35,453 35,5 Cl	18 39,948 40,0 Ar	
19 39,0983 39,1 K	20 40,078 40,1 Ca	21 44,95591 45,0 Sc	22 47,867 47,9 Ti	23 50,9415 51,0 V	24 51,9961 52,0 Cr	25 54,93804 55,0 Mn	26 55,845 55,8 Fe	27 58,9332 58,9 Co	28 58,9332 58,9 Ni	29 63,546 63,5 Cu	30 65,38 65,4 Zn	31 69,723 69,7 Ga	32 72,64 72,6 Ge	33 74,9216 75,0 As	34 78,9718 79,0 Se	35 78,9718 79,0 Br	36 83,904 84,0 Kr	
37 85,4678 85,5 Rb	38 87,62 87,6 Sr	39 88,9062 89,0 Y	40 90,907 90,9 Zr	41 90,907 90,9 Nb	42 92,90638 93,0 Mo	43 95,94 96,0 Tc	44 98,9062 99,0 Ru	45 101,07 101,1 Rh	46 106,42 106,4 Pd	47 107,8682 107,9 Ag	48 112,411 112,4 Cd	49 114,818 114,8 In	50 118,710 118,7 Sn	51 127,603 127,6 Sb	52 127,603 127,6 Te	53 127,603 127,6 I	54 131,29 131,3 Xe	
55 132,90545 133,0 Cs	56 137,327 137,3 Ba	57 138,90547 139,0 La	58 140,90766 141,0 Ce	59 140,90766 141,0 Pr	60 140,90766 141,0 Nd	61 140,90766 141,0 Pm	62 140,90766 141,0 Sm	63 140,90766 141,0 Eu	64 140,90766 141,0 Gd	65 140,90766 141,0 Tb	66 140,90766 141,0 Dy	67 140,90766 141,0 Ho	68 140,90766 141,0 Er	69 140,90766 141,0 Tm	70 140,90766 141,0 Yb	71 140,90766 141,0 Lu	72 140,90766 141,0 Hf	
73 178,49 178,5 Ta	74 180,94788 181,0 W	75 183,848 183,8 Re	76 186,207 186,2 Os	77 188,906 188,9 Ir	78 190,224 190,2 Pt	79 195,084 195,1 Au	80 196,967 197,0 Hg	81 200,59 200,6 Tl	82 204,38 204,4 Pb	83 208,98 209,0 Bi	84 208,98 209,0 Po	85 208,98 209,0 At	86 208,98 209,0 Rn	87 223,019 223,0 Fr	88 226,025 226,0 Ra	89 226,025 226,0 Ac	90 226,025 226,0 Th	
91 232,0377 232,0 Pa	92 238,02891 238,0 U	93 238,02891 238,0 Np	94 238,02891 238,0 Pu	95 238,02891 238,0 Am	96 238,02891 238,0 Cm	97 238,02891 238,0 Bk	98 238,02891 238,0 Cf	99 238,02891 238,0 Es	100 238,02891 238,0 Fm	101 238,02891 238,0 Md	102 238,02891 238,0 No	103 238,02891 238,0 Lr	104 238,02891 238,0 Uuq	105 238,02891 238,0 Uup	106 238,02891 238,0 Uuh	107 238,02891 238,0 Uus	108 238,02891 238,0 Uuo	109 238,02891 238,0 Uu1
110 238,02891 238,0 Uu2	111 238,02891 238,0 Uu3	112 238,02891 238,0 Uu4	113 238,02891 238,0 Uu5	114 238,02891 238,0 Uu6	115 238,02891 238,0 Uu7	116 238,02891 238,0 Uu8	117 238,02891 238,0 Uu9	118 238,02891 238,0 Uu10	119 238,02891 238,0 Uu11	120 238,02891 238,0 Uu12	121 238,02891 238,0 Uu13	122 238,02891 238,0 Uu14	123 238,02891 238,0 Uu15	124 238,02891 238,0 Uu16	125 238,02891 238,0 Uu17	126 238,02891 238,0 Uu18	127 238,02891 238,0 Uu19	128 238,02891 238,0 Uu20



58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
58 140,90766 141,0 Ce	59 140,90766 141,0 Pr	60 140,90766 141,0 Nd	61 140,90766 141,0 Pm	62 140,90766 141,0 Sm	63 140,90766 141,0 Eu	64 140,90766 141,0 Gd	65 140,90766 141,0 Tb	66 140,90766 141,0 Dy	67 140,90766 141,0 Ho	68 140,90766 141,0 Er	69 140,90766 141,0 Tm	70 140,90766 141,0 Yb	71 140,90766 141,0 Lu
90 232,0377 232,0 Th	91 232,0377 232,0 Pa	92 238,02891 238,0 U	93 238,02891 238,0 Np	94 238,02891 238,0 Pu	95 238,02891 238,0 Am	96 238,02891 238,0 Cm	97 238,02891 238,0 Bk	98 238,02891 238,0 Cf	99 238,02891 238,0 Es	100 238,02891 238,0 Fm	101 238,02891 238,0 Md	102 238,02891 238,0 No	103 238,02891 238,0 Lr

© Copyright 1979-1998 IUPAC. Tutti i diritti sono riservati. È vietata espressamente la ristampa o l'uso non autorizzato senza permesso scritto dalla IUPAC. La ristampa è permessa solo per uso personale. Si prega di citare la fonte: IUPAC, Periodic Table of the Elements, 1998, 1st Edition, IUPAC, 1998.

Il Legame chimico

I quesiti "diretti" sul legame chimico sono stati finora quasi del tutto ignorati, sono invece assai ricorrenti quelli sul concetto di **ibridazione**.

Il punto critico nel riconoscimento del tipo di ibridazione presente in una molecola è saperne rappresentare la formula di struttura.

Una volta scritta la formula di Lewis della molecola, ovvero con tutti gli elettroni dello strato esterno di almeno l'**elemento centrale**, è sufficiente contare i cosiddetti **domini elettronici** di tale elemento, tenendo presente che:

- legame singolo, doppio o triplo = 1 dominio
- doppietto solitario = 1 dominio
- elettrone spaiato = 1 dominio

Infine, si correlano domini - ibridazione - geometria molecolare come mostrato di seguito:

<i>No. domini</i>	<i>ibridazione</i>	<i>geometria</i>
2	sp	lineare
3	sp ²	planare triangolare
4	sp ³	tetraedrica
5	sp ³ d	bipiramidale trigonale
6	sp ³ d ²	ottaedrica

Che tipo di ibridazione presentano gli atomi di C nell'etere dimetilico?

- A) sp³
- B) sp²
- C) sp
- D) sp³d²
- E) nessuna ibridazione

Risposta corretta: A

Lo ione ammonio (NH₄⁺) e il metano (CH₄) hanno in comune:

- A) il peso molecolare
- B) l'ibridazione sp³
- C) l'ibridazione sp²
- D) la struttura planare
- E) il carattere nettamente acido

Risposta corretta: B

Quali delle seguenti caratteristiche è comune al benzene e all'etene?

- A) la scarsa reattività
- B) la struttura tetraedrica
- C) la capacità di dare facilmente reazioni di addizione
- D) l'ibridazione sp²
- E) l'ibridazione sp

Risposta corretta: D

L'ibridazione degli orbitali dell'atomo di azoto:

- A) è di tipo sp³ sia nell'ammoniaca che nelle ammine
- B) è di tipo sp² sia nell'ammoniaca che nelle ammine
- C) è di tipo sp nell'ammoniaca e nelle ammine primarie, di tipo sp² nelle secondarie, di tipo sp³ nelle terziarie
- D) è di tipo sp sia nell'ammoniaca che nelle ammine
- E) è di tipo sp³ sia nell'ammoniaca, mentre nelle ammine non esiste ibridazione

Risposta corretta: A

CENNI DI NOMENCLATURA CHIMICA

Ossidi

Composti binari dell'ossigeno con un altro elemento

Gli ossidi dei non metalli, detti anche anidridi, hanno proprietà acide. Posti in soluzione acquosa danno acidi ossigenati.

Gli ossidi dei metalli, con poche eccezioni (Cr, Mn), hanno proprietà basiche. Posti in soluzione acquosa danno idrossidi.

Acidi ossigenati o Ossiacidi

Composti ternari contenenti H, O e un non metallo (oppure un metallo quale Mn o Cr). Come già indica il nome, hanno proprietà acide. Formula generica: H_nXO_m - L'ordine con cui sono indicati gli elementi nella formula permette di distinguere immediatamente gli ossiacidi dagli idrossidi.

Tranne un paio di eccezioni, gli idrogeni (acidi) sono sempre legati a atomi di ossigeno, a sua volta legati all'elemento caratteristico.

Idruri

Composti binari dell'idrogeno.

Idracidi

Gli idruri degli elementi del VI gruppo e del VII gruppo (alogeni: F, Cl, Br, I) si definiscono *idracidi* per le loro caratteristiche acide.

Idrossidi

Composti ternari contenenti un metallo e lo ione idrossido (OH^-). Hanno caratteristiche basiche. Formula generica: $Me(OH)_n$

Esempi: NaOH, KOH, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$,

Negli ossiacidi inorganici:

- A) gli atomi di idrogeno acidi sono legati sempre all'atomo centrale
- B) gli atomi di idrogeno acidi presentano legami ionici con gli atomi di ossigeno
- C) gli atomi di idrogeno acidi sono legati in modo covalente agli atomi di ossigeno
- D) il legame tra idrogeno e ossigeno è un legame a ponte di idrogeno
- E) L'atomo centrale ha carattere spiccatamente metallico

Risposta corretta: C

L'ossido di potassio, reagendo con l'acqua, forma:

- A) un sale
- B) una soluzione basica
- C) una soluzione acida
- D) potassio libero
- E) non avviene nessuna reazione

Risposta corretta: B

Numero di ossidazione

Definizione: Il numero di ossidazione è "la carica che assumerebbe un elemento in un composto, se si assegnassero gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo".

La carica "assunta" si stabilisce facendo il raffronto fra la configurazione elettronica naturale dell'elemento e il numero di elettroni che l'elemento avrebbe dopo l'operazione indicata sopra.

L'uso della definizione per determinare i numeri di ossidazione, oltre che la conoscenza della configurazione elettronica esterna dell'elemento, implica ovviamente la conoscenza della formula di struttura del composto.

Se non si conosce la formula (o non si ricorda la configurazione elettronica), alcune semplici regolette possono ovviare alle nostre lacune. Anche se queste possono talvolta risultare insufficienti per una assegnazione completamente corretta dei no. ox., sono comunque sempre valide allo scopo del bilanciamento di reazioni redox.

1. Ogni elemento allo stato elementare ha no. di ossidazione ZERO
2. La somma algebrica dei n. di ossidazione in un composto è pari alla carica del composto. È ZERO se il composto è neutro.
3. Il Fluoro ha sempre no. di ox -1.
4. L'Ossigeno ha sempre no. di ox -2, tranne che nei perossidi (-1) e nei superossodi (-1/2)
Perossidi: Composti che contengono il gruppo perossido -O-O-
Superossidi: Composti che contengono lo ione superossido O_2^-
5. L'Idrogeno ha sempre no. di ox +1, tranne che negli idruri ionici (-1)
idruri ionici: Composti binari contenenti H e un metallo

Si tenga presente che il massimo numero di ossidazione di un elemento **non è mai superiore al suo gruppo** di appartenenza.

Quale delle sequenze sottoindicate è ordinata secondo numeri di ossidazione crescenti per l'azoto?

- A) HNO_3 - HNO_2 - N_2O_4
- B) N_2O_4 - HNO_3 - HNO_2
- C) HNO_3 - N_2O_4 - HNO_2
- D) NO - N_2O_4 - HNO_2
- E) N_2H_4 - NO - HNO_2

Risposta corretta: E

Il numero di ossidazione del manganese nel composto $HMnO_4$ è:

- A) +7
- B) +3
- C) -7
- D) -3
- E) +8

Risposta corretta: A

Il valore massimo del numero di ossidazione del cloro è:

- A) +1
- B) -1
- C) 0
- D) +7
- E) +3

Risposta corretta: D

Il numero di ossidazione dell'ossigeno nell'acqua ossigenata (H_2O_2) è:

- A) -2
- B) 0
- C) -1
- D) +1/2
- E) -1/2

Risposta corretta: C

Il valore minimo del numero di ossidazione del carbonio è:

- A) +4
- B) -1
- C) 0
- D) +2
- E) -4

Risposta corretta: E

Il numero di ossidazione del cromo nel composto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ è:

- A) +12
- B) -6
- C) +6
- D) -8
- E) +5

Risposta corretta: C

Qual è il numero di ossidazione dell'idrogeno in H_2 ?

- A) 0
- B) -1
- C) +1
- D) -2
- E) -1/2

Risposta corretta: A

Gli stati di aggregazione della materia

Alcune definizioni preliminari

Si parla di **sostanza** quando si vuole indicare una **porzione di materia allo stato puro**.

Una sostanza è quindi una porzione di materia omogenea e unica.

Elemento. Quando una sostanza è formata da *atomi della stessa specie*, essa costituisce una **sostanza elementare o elemento**.

Composto. Quando una sostanza è formata da due o più specie di atomi in rapporti definiti, essa costituisce un composto.

Idrogeno, ossigeno, sodio e cloro sono sostanze elementari; l'acqua e il cloruro di sodio sono composti. Tutti sono sostanze o individui chimici.

Atomo. L'atomo è la più piccola parte di un elemento che entra come parte intera e indivisibile nella costituzione della materia.

Molecola. La molecola è la più piccola parte di un elemento o di un composto che può esistere **come unità indipendente** in tutti gli stati di aggregazione della materia.

Le molecole possono essere costituite da un solo atomo (ad esempio, i gas nobili), da due o più atomi uguali (ad esempio idrogeno, ossigeno, cloro, zolfo allo stato elementare) o da atomi diversi in rapporti ben definiti (composti).

Gli stati di aggregazione della materia

Altre definizioni preliminari

Sistema. Si definisce così una porzione delimitata dell'universo, alla quale ci riferiamo per le nostre osservazioni o le nostre considerazioni. Tutto ciò che circonda il sistema si definisce **ambiente**: sistema e ambiente costituiscono l'universo. È dall'ambiente che si effettuano osservazioni sul sistema.

Fase. Ogni sistema può essere costituito da una o più fasi.
Si definisce fase un sistema uniforme in tutta la propria massa, sia chimicamente (composizione) che fisicamente (stato di aggregazione). Una fase è distinta da limiti netti, ben definiti.
Quando un sistema è costituito da un'unica fase, si dice **omogeneo**; quando è costituito da due o più fasi, si definisce **eterogeneo**.

Un sistema omogeneo non è necessariamente costituito da un'unica sostanza pura. Una porzione di materia si dice infatti omogenea, quando si presenta con una **composizione chimica costante in ogni suo elemento di volume**.

Un sistema costituito da due o più componenti si definisce **miscela**. L'aria ad esempio è un sistema omogeneo, ma rappresenta una miscela; è infatti formata dai gas azoto, ossigeno, anidride carbonica, vapore acqueo etc.

Le **miscele omogenee**, qualunque sia la natura dei loro componenti, si dicono **soluzioni**.
L'aria che respiriamo è una soluzione, l'acqua in cui è disciolto un sale è una soluzione, una lega metallica è una soluzione.

La distinzione tra *miscele omogenee* (soluzioni) e *miscele eterogenee*, si basa esclusivamente sulle **dimensioni** delle particelle -molecole o ioni- che compongono il sistema, le quali devono essere dell'ordine del nanometro (10^{-9} m).

Una soluzione acquosa non satura di glucosio rappresenta un esempio di:

- A) individuo chimico
- B) sospensione
- C) emulsione
- D) sistema omogeneo
- E) sistema eterogeneo

Risposta corretta: D

Una soluzione satura di glucosio in acqua, in presenza del soluto indissolto, rappresenta un esempio di:

- A) sistema eterogeneo
- B) individuo chimico
- C) sistema monofasico
- D) emulsione
- E) sistema omogeneo

Risposta corretta: A

Gli stati di aggregazione della materia

La materia si può presentare in diversi stati fisici o **stati di aggregazione**.

Gli stati di aggregazione della materia sono in stretta relazione con la libertà di movimento (moti traslazionali) delle particelle (molecole, atomi o ioni), ovvero con **la capacità che esse hanno di vincere e di svincolarsi dalle forze di interazione intermolecolare**.

* Il movimento è espressione dell'**energia cinetica** di cui le particelle sono dotate; questa è a sua volta direttamente proporzionale alla **temperatura**; l'energia cinetica media è data infatti dalla relazione di Boltzmann: $E_c = 3/2 nRT$

* Le forze di reciproca interazione (attrattive o repulsive) conferiscono alle particelle una determinata **energia potenziale** e sono da mettere in relazione con la natura stessa delle particelle e con la distanza tra loro.

Le forze di interazione intermolecolari, che sono di natura essenzialmente elettromagnetica, sono rappresentate dai **legami a ponte di idrogeno e dalle forze di van der Waals**.

A seconda del tipo di energia che prevale (cinetica o potenziale), la materia si può presentare in tre diversi stati di aggregazione: **gassoso, liquido, solido**.

Forze di van der Waals. Questo tipo di interazioni interessa sia molecole polari che apolari.

Particolarmente importanti sono le interazioni che coinvolgono molecole apolari (dipolo istantaneo-dipolo indotto), che sono definite generalmente **interazioni idrofobiche**.

L'energia di attrazione è proporzionale alle dimensioni della nuvola elettronica ed aumenta quindi con le dimensioni e, in ultima analisi, con il peso molecolare della molecola. L'energia delle interazioni di van der Waals è dell'ordine di 0.2 - 0.5 kcal/mol.

Legame a idrogeno. Un esame dei punti di ebollizione di sostanze come l'acqua, l'acido fluoridrico e l'ammoniaca, indica che queste molecole devono essere tenute insieme da forze di attrazione ben più intense delle deboli interazioni di van der Waals.

Tali interazioni sono rappresentate dai **legami a ponte di idrogeno**, detti anche semplicemente legami a idrogeno.

L'energia dei legami a idrogeno è di un ordine di grandezza inferiore a quella di un legame vero e proprio: da 1 a 10 kcal/mol, da confrontare con le 110 kcal/mol di un legame covalente O-H.

Tuttavia, considerando che una singola molecola può formare anche diversi legami a idrogeno (una molecola d'acqua può formarne quattro), si capisce l'importanza che può assumere questo tipo di interazione nel determinare le proprietà chimico-fisiche delle sostanze.

Un requisito essenziale affinché un atomo di idrogeno possa formare un legame a ponte è che esso **sia legato (covalentemente) ad un elemento fortemente elettronegativo e di piccole dimensioni**. In pratica, l'idrogeno può formare legami di questo tipo solo quando è legato all'**ossigeno**, all'**azoto** o al **fluoro**, ma non quando è legato a carbonio, zolfo o cloro.

Il legame a ponte di idrogeno è molto importante dal punto di vista biochimico: basti pensare che due catene di DNA sono tenute insieme da legami di questo tipo e che i legami a idrogeno giocano un ruolo essenziale nel determinare e nello stabilizzare la struttura secondaria e terziaria delle proteine.

Il legame che stabilizza l'alfa-elica di una proteina è:

- A) glicosidico
- B) peptidico
- C) disolfuro
- D) a ponte di idrogeno
- E) ionico

Risposta corretta: D

Gli stati di aggregazione della materia

I GAS

Le sostanze allo stato gassoso sono caratterizzate da una **notevole uniformità di comportamento**, indipendente dalla loro natura. Il comportamento di un gas può essere infatti descritto con ottima approssimazione attraverso una semplice relazione, l'**equazione generale di stato** dei gas ideali, che collega fra loro i parametri tipici dello stato gassoso –pressione (P), volume (V), temperatura (T), detti funzioni di stato– e il numero di molecole che compongono il gas:

$$PV = nRT$$

T è la temperatura assoluta in Kelvin: **$T (K) = t (°C) + 273.15$**

Il valore e le dimensioni di R dipendono dall'unità di misura scelta per P:

se atm, R = **0.082** atm-litro/(mol·K)

se Pascal, R = **8.314** Joule/(mol·K)

L'equazione di stato ha validità assoluta solo per i gas ideali.

Il comportamento di un gas reale si avvicina tanto più al comportamento descritto da questa equazione, *quanto più il gas è rarefatto*, ovvero in condizioni di **bassa pressione e alta temperatura**.

L'equazione generale deriva dalla riunione in un'unica espressione di tre leggi sperimentali fondamentali:

Legge di Boyle. A temperatura costante, il prodotto PV è costante.

Ovvero, **P è inversamente proporzionale a V**.

Legge di Charles e Gay-Lussac. Può essere formulata semplicemente come segue:

A pressione costante, il volume di un gas varia in maniera direttamente proporzionale con la temperatura assoluta.

A volume costante, la pressione di un gas varia in maniera direttamente proporzionale con la temperatura assoluta.

Principio di Avogadro. "*Volumi eguali di gas nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono lo stesso numero di molecole*".

In sostanza, per il principio di Avogadro, il volume occupato da 1 mole di un qualsiasi gas, il **volume molare**, deve essere lo stesso a prescindere dalla composizione del gas.

Sperimentalmente è stato determinato che 1 mole di gas in condizioni standard (0°C e 1 atm) occupa un volume di **22.414 litri**, detto appunto volume molare. In questo volume sono contenute un numero di Avogadro ($N = 6.022 \times 10^{23}$) di molecole del gas.

Per un gas ideale, a temperatura costante:

- A) raddoppiando la pressione, si raddoppia il volume
- B) dimezzando la pressione, il volume si quadruplica
- C) aumentando il volume, la pressione resta costante
- D) triplicando il volume, la pressione diventa la terza parte
- E) triplicando il volume, la pressione diventa la nona parte

Risposta corretta: D

Quanti grammi pesano 11.2 litri di CH₄ in condizioni standard?

- A) 4
- B) 8
- C) 10
- D) 11
- E) 16

Risposta corretta: B

Un litro di CO e un litro di CO₂, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione:

- A) hanno la stessa massa
- B) contengono lo stesso numero di atomi
- C) contengono lo stesso numero di molecole
- D) hanno la stessa densità
- E) hanno masse che stanno in rapporto 1:2

Risposta corretta: C

Le Soluzioni

Si definisce soluzione un **sistema monofasico costituito da due o più componenti**.

Costituisce una soluzione **ogni miscela omogenea**, sia essa formata da liquido-liquido, gas-gas, solido-solido o anche gas-liquido, liquido-solido, gas-solido.

A determinare l'omogeneità di una miscela concorre la miscibilità (o solubilità) dei suoi componenti. Mentre i gas sono miscibili fra loro in qualsiasi proporzione -essi danno sempre soluzioni-, negli altri casi la miscibilità può essere limitata o del tutto trascurabile. In tal caso si hanno miscele eterogenee (o dispersioni), i cui componenti si mantengono distinti, almeno microscopicamente.

Solubilità. È la massima quantità possibile di soluto presente in soluzione, rapportata a una data quantità di solvente.

Generalmente si usa esprimere la solubilità come % in peso (grammi di sostanza disciolta in 100 grammi di solvente puro) o come grammi di soluto per litro (o dm^3) di solvente.

La solubilità di una sostanza in un solvente viene definita come :

- A) la concentrazione della soluzione satura
- B) la concentrazione 10 M
- C) la concentrazione 1 M
- D) la metà della concentrazione necessaria a saturare la soluzione
- E) la concentrazione 1 m

Risposta corretta: A

La solubilità dipende dalla natura del soluto e del solvente, dalla temperatura (effetto diverso se processo endo- o esotermico), e dalla pressione quando il soluto è un gas (**legge di Henry**: $x_B = kP_B$).

Brevemente, si può osservare che "**il simile scioglie il simile**". Ovvero le sostanze apolari (di natura idrocarburica, come ad esempio i grassi) sono solubili nei solventi apolari o organici come benzene, benzine (miscele di idrocarburi da 6 a 10 atomi di C), nell'etere, nel tetracloruro di carbonio, acetone, cloroformio etc.

Viceversa, le sostanze polari sono solubili nei solventi polari, dei quali l'acqua è il più formidabile.

In sostanza, si tratta di valutare la possibilità che si stabiliscano tra solvente e soluto interazioni di tipo **van der Waals**, interazioni tipo **legame a idrogeno** o interazioni **dipolari**.

Tra le sostanze organiche, sono solubili in acqua, potendo formare legami idrogeno con essa, alcoli, aldeidi e chetoni, acidi carbossilici e ammine, purché le loro catene idrocarburiche siano brevi (in genere, non oltre 3-4 atomi di C).

I composti di natura ionica, salvo poche eccezioni, sono tutti più o meno solubili in acqua.

Una sola delle seguenti affermazioni è CORRETTA:

L'etanolo è solubile in iso-ottano perché:

- A) fra le due molecole si stabiliscono legami idrogeno e legami apolari deboli
- B) fra le due molecole si stabiliscono legami apolari deboli
- C) a temperatura ambiente e pressione normale l'iso-ottano è gassoso e l'etanolo è liquido
- D) fra le due molecole si stabiliscono legami idrogeno
- E) l'etanolo non è solubile in iso-ottano

Risposta corretta: B

Quale delle seguenti sostanze si scioglie meglio in acqua?

- A) Etere dietilico
- B) La benzina
- C) Un grasso neutro
- D) La cellulosa
- E) Il solfato di potassio

Risposta corretta: E

Le soluzioni

La Concentrazione

La composizione di una soluzione si definisce attraverso la concentrazione. In pratica, trattandosi in ogni caso di esprimere il rapporto fra soluto e solvente, a variare saranno unicamente le unità di misura utilizzate a questo scopo.

Molarità. L'unità di uso più frequente è la molarità. Essa indica il rapporto fra le moli del soluto e il volume (in litri) della **soluzione**:

$$\text{molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

Il simbolo usato per indicare la molarità è la lettera maiuscola **M**. (Il suo uso è tuttavia deprecato dalla IUPAC, che invita ad usare le alternative mol/l o, ancor meglio, mol/dm³).

Molalità. Un'alternativa alla molarità è la molalità, che indica il rapporto fra le moli del soluto e la massa (in kg) del **solvente**. Si usa indicarla con la lettera minuscola **m** (anch'esso deprecato). Ha il non trascurabile vantaggio di essere **indipendente dalla temperatura**: il volume di un liquido varia infatti con la temperatura, a differenza della massa.

Esistono numerosi altri modi per esprimere la concentrazione di una soluzione (percentuale, normalità, frazione molare), ma di essi non ci occuperemo.

In 500 ml di una soluzione acquosa sono presenti 2 g di NaOH (p.m. 40 uma). La concentrazione della soluzione è

- A) 1 M
- B) 0.1 M
- C) 1 m
- D) 0.1 m
- E) 0.05 M

Risposta corretta: B

A quale volume occorre diluire 10 ml di HCl 8 M per ottenere HCl 0.4 M?

- A) 200 ml
- B) 40 ml
- C) 400 ml
- D) 80 ml
- E) 32 ml

Risposta corretta: A

A quale volume occorre diluire 10 ml di HCl 6 M per ottenere HCl 0.5 M?

- A) 30 ml
- B) 300 ml
- C) 60 ml
- D) 120 ml
- E) 200 ml

Risposta corretta: D

Proprietà colligative

Sono quelle proprietà delle soluzioni che **dipendono unicamente dalla concentrazione** e sono indipendenti dalla natura del soluto.

Esse sono:

1. **Abbassamento Tensione di vapore**
2. **Innalzamento ebullioscopico**
3. **Abbassamento crioscopico**
4. **Pressione osmotica**

In particolare:

1. La tensione di vapore di una soluzione è sempre **inferiore** alla tensione di vapore del solvente puro. Più precisamente è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente:

$$P_A = x_A \cdot P^*$$

con P_A , tensione vapore soluzione; x_A , frazione molare del solvente; P^* , tensione vapore solvente puro.

2. La temperatura di ebollizione di una soluzione è **maggiore** della temperatura di ebollizione del solvente puro. La variazione della temperatura di ebollizione è proporzionale alla concentrazione.
3. La temperatura di congelamento di una soluzione è **minore** della temperatura di congelamento del solvente puro. La variazione della temperatura di congelamento è proporzionale alla concentrazione.
4. La pressione osmotica è **direttamente proporzionale** alla concentrazione:

$$\pi = c \cdot R \cdot T$$

c, concentrazione molare; R, costante dei gas; T, temperatura assoluta.

Quale dei seguenti fenomeni **NON** si verifica quando si diluisce una soluzione acquosa di un non elettrolita?

- A) Aumento della temperatura di ebollizione
- B) Diminuzione della molarità
- C) Aumento della temperatura di congelamento
- D) Aumento della tensione di vapore
- E) Diminuzione della pressione osmotica

Risposta corretta: A

Per valutare il no. di particelle in soluzione, occorre tener presente il no. di specie ioniche in cui l'elettrolita si dissocia.

Ad esempio: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ($i = 2$); $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ($i = 3$)

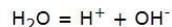
Stabilire quale delle seguenti soluzioni presenta, a parità di temperatura, la maggior pressione osmotica: a) acido cloridrico 0,2 M; b) acido formico 0,2 M; c) saccarosio 0,4 M; d) cloruro di sodio 0,2 M; e) bicarbonato di magnesio 0,2 M.

- A) La soluzione a)
- B) La soluzione b)
- C) La soluzione c)
- D) La soluzione d)
- E) La soluzione e)

Risposta corretta: E

Equilibri acido-base in soluzione acquosa: il pH

L'acqua ha deboli proprietà elettrolitiche ed è parzialmente dissociata secondo l'equilibrio:



Attraverso la legge d'azione di massa e in considerazione della debolissima dissociazione dell'acqua, si può giungere a formulare il cosiddetto prodotto ionico dell'acqua (K_w), che a 25°C vale:

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

Le parentesi quadre stanno per *concentrazione molare*.

Questa relazione stabilisce che in soluzione acquosa, il prodotto della concentrazione degli ioni idrogeno per la concentrazione degli ioni idrossido deve rimanere costante, pari a 10^{-14} .

Se si aggiunge all'acqua una sostanza che fa aumentare la $[\text{H}^+]$ (ad esempio un acido), la $[\text{OH}^-]$ diminuisce in misura tale da mantenere costante il prodotto $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]$.

Accade esattamente il contrario, se si aggiunge una sostanza (ad esempio una base) che fa aumentare la $[\text{OH}^-]$.

La stechiometria della reazione di dissociazione indica che nell'acqua "pura" (neutra) la $[\text{H}^+]$ è uguale alla $[\text{OH}^-]$. Poiché il prodotto di queste due concentrazioni è 10^{-14} , risulterà che:

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

- Quando la $[\text{H}^+]$ è maggiore di 10^{-7} , si parla di soluzione acida.
- Quando la $[\text{H}^+]$ è minore di 10^{-7} , si parla di soluzione basica.

Per motivi di praticità, ovvero per evitare di esprimersi in termini di numeri estremamente piccoli o di potenze di 10, è stato introdotto l'uso di una scala logaritmica per definire la $[\text{H}^+]$, ovvero:

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

Analogamente, si può definire il pOH come:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

E dovrà pertanto risultare:

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Quando in una soluzione la $[\text{H}^+]$ è $> 10^{-7}$, il pH è **minore** di 7 e la soluzione si dice **acida**;

quando invece la $[\text{H}^+]$ è $< 10^{-7}$, il pH è **maggiore** di 7 e la soluzione si dice **basica** (o, secondo una vecchia terminologia, alcalina).

Se si vuole ottenere una soluzione acquosa a pH = 4 partendo da una soluzione acquosa a pH = 2, un litro di quest'ultima va diluito con acqua fino a:

- A) 100 litri
- B) 1000 litri
- C) 10 litri
- D) 2 litri
- E) 6 litri

Risposta corretta: A

Purché si tratti della soluzione di un acido forte.

A quale dei seguenti valori del pH si ha la massima concentrazione di ioni H_3O^+ ?

- A) 3,12
- B) 3,5
- C) 7,2
- D) 8,8
- E) 12,2

Risposta corretta: A

Equilibri acido-base in soluzione acquosa

Acidi e Basi forti

Si definiscono **acidi forti** quegli acidi che in soluzione sono **completamente dissociati**. Sono acidi forti tutti gli idracidi degli alogeni (ad eccezione del Fluoro) e gli ossoacidi a più alto grado di ossidazione dell'azoto, dello zolfo, degli alogeni (tranne ovviamente il fluoro, che non dà acidi ossigenati) e del manganese.

Sono **basi forti** tutte quelle sostanze che in soluzione acquosa **si dissociano completamente** in ioni del metallo e ioni OH^- .
Tipiche basi forti sono gli idrossidi dei metalli del I gruppo.

Acidi e Basi deboli

Gli acidi deboli, in soluzione, sono **parzialmente dissociati**. Ciò significa che la loro reazione di ionizzazione non procede in maniera completa, come nel caso degli acidi forti, ma si instaura un **equilibrio** in cui la forma indissociata dell'acido è sempre prevalente.

La forza dell'acido è indicata dalla sua costante di dissociazione acida: maggiore è il suo valore, maggiore la forza dell'acido.

Nel caso di specie deboli, può essere utile talvolta esprimere il **grado di dissociazione** (α), che si definisce come il rapporto fra le moli di sostanza dissociata e le moli totali (C^0 significa concentrazione analitica).

- Per un qualsiasi acido: $\alpha = [\text{H}^+] / C^0a$
- Per una qualsiasi base: $\alpha = [\text{OH}^-] / C^0b$
- Nel caso di sali che danno idrolisi si parla di grado di idrolisi, con lo stesso significato di grado di dissociazione.

Una soluzione acquosa 0.0001 M di un acido debole presenta una concentrazione di ioni idronio:

- A) 10^{-3} M
- B) 10^{-4} M
- C) minore di 10^{-4} M
- D) maggiore di 10^{-2} M
- E) 10^{-2} M

Risposta corretta: C

Una soluzione acquosa 0.001 M di acido acetico (acido debole) ha pH:

- A) maggiore di 3
- B) 3
- C) minore di 3
- D) 10^{-3}
- E) 10^3

Risposta corretta: A

Una soluzione di acido formico 0.1 M ($K_a = 4.8 \times 10^{-5}$) è:

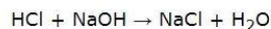
- A) meno acida di una soluzione 0.1 M di acido cloridrico
- B) più acida di una soluzione 0.1 M di acido cloridrico
- C) acida come una soluzione 0.1 M di acido cloridrico
- D) neutra
- E) basica

Risposta corretta: A

Equilibri acido-base in soluzione acquosa

Reazioni acido-base

Le reazioni acido-base possono essere viste come reazioni di **neutralizzazione** in cui si forma un sale e acqua. Ad esempio:



Se un litro di soluzione acquosa contiene 360 g di HCl (p.m. 36 uma) e 360 g di NaOH (p.m. 40 uma) il suo pH è:

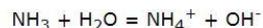
- A) 8
- B) 12
- C) maggiore di 7
- D) minore di 7
- E) neutro

Risposta corretta: D

Questa è tuttavia una visione fortemente riduttiva delle reazioni acido-base. Considerate alla luce della teoria acido-base di *Bronsted e Lowry*, esse assumono un significato ben più completo. Secondo questa teoria:

- Un Acido è una sostanza in grado di **cedere ioni H^+** ad una base.
- Una Base è una sostanza in grado di **accettare ioni H^+** da un acido.

Un punto fondamentale che scaturisce dalla teoria di Bronsted e Lowry è il concetto di **coppie acido-base coniugate**, come risultato di ogni reazione acido-base. Ad esempio, nella reazione:



NH_4^+ (ione ammonio) è l'acido coniugato della base ammoniacca (base in quanto ha accettato uno ione H^+), mentre lo ione idrossido (OH^-) è la base coniugata dell'acido acqua (acido in quanto ha ceduto uno ione H^+).

Acidi e basi poliprotici

Diversi acidi e basi possono accettare o cedere più di uno ione H^+ . L'acido solforico, ad esempio, è un acido **diprotico** poiché ogni molecola di acido può cedere due idrogenioni in due successive dissociazioni:



Solo una delle seguenti affermazioni è **ERRATA**. Quale?

- A) Lo ione fluoruro è la base coniugata di HF
- B) HCOOH è l'acido coniugato della base formiato
- C) Lo ione solfato è la base coniugata dell'acido solforico
- D) Lo ione carbonato è la base coniugata dello ione idrogenocarbonato
- E) L'acqua è la base coniugata dello ione idronio

Risposta corretta: C

Equilibri acido-base in soluzione acquosa

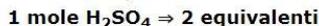
Equivalenti e Normalità

Nelle reazioni acido-base, così come in quelle redox, la stechiometria della reazione può essere ricondotta a **rapporti di reazione unitari**, se si prendono in considerazione gli *equivalenti* delle sostanze, anziché le moli.

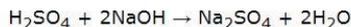
Il significato di equivalente è diverso a seconda del tipo di reazione. In una reazione acido-base, si definisce equivalente "*quella quantità di sostanza che scambia (cede se acido o acquista se base) una mole di ioni H⁺*".

Per il calcolo degli equivalenti si dovrà quindi considerare l'eventuale natura poliprotica dell'acido e della base.

Usando ancora come esempio l'acido diprotico H₂SO₄, abbiamo che una mole di acido solforico, cedendo due moli di idrogenioni, corrisponde a due equivalenti:



Pertanto, nella reazione di neutralizzazione fra acido solforico e idrossido di sodio:



possiamo osservare che 1 mole di acido reagisce con 2 moli di idrossido. Ma in termini di equivalenti, possiamo affermare che 2 eq. di H₂SO₄ reagiscono con 2 eq. di NaOH, ovvero in rapporto 1:1.

In una reazione di neutralizzazione si ha sempre che:

- A) un grammo di base reagisce con un grammo di acido
- B) una mole di base reagisce con una mole di acido
- C) la concentrazione finale degli ioni idrogeno è nulla
- D) la concentrazione finale degli ioni idrogeno è minore di quella iniziale
- E) un grammoequivalente di acido reagisce con un grammoequivalente di base di pari forza

Risposta corretta: E

"di pari forza" è una puntualizzazione alquanto discutibile. "*grammoequivalente*" è un termine obsoleto ormai da tempo.

Se un litro di soluzione acquosa contiene 9,8 g di H₂SO₄ (p.m. 98 uma) e 4,0 g di NaOH (p.m. 40 uma), il suo pH è:

- A) inferiore a 4
- B) 4
- C) 9,8
- D) superiore a 9,8
- E) neutro

Risposta corretta: A

• Relazioni utili

Il peso equivalente si ottiene dal rapporto tra il p.m. della sostanza e il numero di ioni H⁺ ceduti (se acido) o acquistati (se base):

$$\text{peso equivalente} = \frac{\text{peso molecolare}}{\text{ioni H}^+ \text{ scambiati}}$$

Analogamente alle moli, noto il peso equivalente, si possono calcolare gli equivalenti dal rapporto fra la massa della sostanza e il suo peso equivalente:

$$\text{no. equivalenti} = \frac{\text{massa sostanza (g)}}{\text{p.e. (g/eq.)}}$$

Possiamo infine definire una *nuova* unità di misura della concentrazione, la **normalità (N)**, come il no. di equivalenti per litro di soluzione:

$$\text{normalità} = \frac{\text{eq. di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

Equilibri acido-base in soluzione acquosa

Idrolisi dei sali

I sali che derivano da acidi e basi forti non alterano l'equilibrio di dissociazione dell'acqua.

In altre parole, se mettiamo in soluzione NaCl (o un qualsiasi sale di questo tipo), il pH della soluzione resta invariato.

Viceversa, i sali che derivano da acidi o da basi deboli hanno la proprietà di alterare l'equilibrio ionico dell'acqua e quindi di far variare il pH della soluzione. Il motivo di questo comportamento va ricercato, in accordo con la teoria di Bronsted e Lowry, nella forza relativa degli acidi e delle basi e nella osservazione che l'equilibrio acido-base è sempre spostato dalla parte delle specie più deboli.

Nel caso di un sale che deriva da un acido debole e una base forte (ad esempio, acetato di sodio, CH_3COONa , che si ottiene dalla reazione fra acido acetico e NaOH) si osserva **idrolisi basica**, ovvero un **aumento della concentrazione degli ioni OH^-** .

Viceversa, nel caso di un sale che deriva da una base debole e un acido forte (ad esempio, cloruro di ammonio, NH_4Cl , che si ottiene da ammoniaca e HCl) si osserva **idrolisi acida**, ovvero un **aumento della concentrazione degli ioni H_3O^+** .

Qual è il pH di una soluzione acquosa di KCl 0,5 molare?

- A) 5
- B) 7,5
- C) 7,0
- D) 2
- E) 8

Risposta corretta: C

L'idrolisi salina è il fenomeno:

- A) per il quale alcuni sali sciolti in acqua ne provocano la scissione in H_2 e O_2
- B) per il quale alcuni sali reagiscono con l'acqua, dando luogo, a seconda dei casi, a soluzioni acide o basiche
- C) per il quale alcuni sali precipitano in soluzioni acquose
- D) per il quale alcuni sali sciolti in acqua si dissociano in ioni
- E) dovuto al passaggio di corrente elettrica continua attraverso soluzioni acquose di sali

Risposta corretta: B

Soluzioni tampone

Per soluzione tampone si intende una soluzione acquosa in grado di **mantenere pressoché inalterato il proprio pH**, in seguito all'aggiunta di moderate quantità di acidi o basi forti, o rispetto alla diluizione della soluzione stessa.

Hanno potere tampone le soluzioni contenenti:

- un acido debole e il suo sale con una base forte;
- una base debole e il suo sale con un acido forte.

In sintesi, viste nell'ottica della teoria di Bronsted e Lowry, le soluzioni tampone **sono costituite da una coppia acido-base coniugata debole**.

Una soluzione tampone è caratterizzata da:

- A) una concentrazione fisiologica di glucosio
- B) una pressione osmotica identica a quella del sangue
- C) una pressione osmotica nota e costante
- D) un pH identico a quella del sangue
- E) la capacità di mantenere costante, entro certi limiti, il pH

Risposta corretta: E

EQUILIBRIO CHIMICO

Legge d'azione di massa e costante di equilibrio

La legge d'azione di massa stabilisce che per ogni reazione chimica all'equilibrio "il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e il prodotto delle concentrazioni dei reagenti (ciascuno elevato al proprio coefficiente stechiometrico) è costante, a temperatura costante".

Data una generica reazione:



possiamo quindi scrivere che, a temperatura costante:

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

e **K** si definisce costante di equilibrio.

Le dimensioni della costante di equilibrio dipendono dalla stechiometria della reazione.

Se **K** è espressa in funzione delle **concentrazioni molari**, come nel nostro caso, le sue dimensioni saranno:

$$(\text{moli/litro})^{(c+d)-(a+b)}$$

Per le reazioni in fase gassosa, **K** può essere espressa in funzione delle pressioni parziali. In tal caso, **K** potrà avere le dimensioni:

$$\text{atm}^{(c+d)-(a+b)}$$

L'unità di misura della costante di equilibrio di una reazione:

- A) dipende dai valori dei coefficienti di reazione
- B) è sempre un numero puro, cioè la costante è sempre adimensionale
- C) è sempre moli / litri (*riportata come risposta corretta sui documenti ministeriali*)
- D) è sempre litri / moli
- E) dipende dalla temperatura

Risposta corretta: A

L'unità di misura della costante di equilibrio della reazione $N_2 + O_2 = 2NO$:

- A) è (litri/moli)²
- B) è un numero puro, cioè adimensionale
- C) è moli / litri
- D) è litri / moli
- E) dipende dalla temperatura

Risposta corretta: B

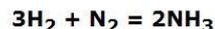
Equilibrio chimico

I fattori che influenzano l'equilibrio

La dinamica dell'equilibrio chimico è regolata dal principio di Le Chatelier:

"Ogni sistema reagisce ad una variazione imposta dall'esterno in modo da minimizzare l'effetto della variazione".

- **Effetto concentrazioni.** Se si aumenta la concentrazione dei reagenti, l'equilibrio si sposta dalla parte dei prodotti; se si aumenta la concentrazione dei prodotti, l'equilibrio si sposta dalla parte dei reagenti.
Tutto ciò avviene in modo che K mantenga costante il proprio valore, caratteristico della reazione.
- **Effetto temperatura.** La temperatura è l'**unico** fattore in grado di modificare il valore di K.
In accordo con il principio di Le Chatelier,
 - * in una reazione **endotermica** (con assorbimento di calore) un aumento di T fa **aumentare** K: l'equilibrio si sposta verso destra (verso i prodotti).
 - * in una reazione **esotermica** (con liberazione di calore) un aumento di T fa **diminuire** K: l'equilibrio si sposta verso sinistra (verso i reagenti).Una diminuzione di T ha l'effetto contrario nei due casi
- **Effetto pressione.** La pressione **può** influire solo sull'equilibrio delle reazioni **in fase gassosa**. La pressione ha effetto **solo** sulle reazioni che avvengono con **variazione del numero di moli**.
Un esempio classico è la reazione di sintesi dell'ammoniaca:



Vi sono 4 moli a sinistra, 2 moli a destra.

Un aumento di pressione sposta l'equilibrio a destra (verso i prodotti);

una riduzione della pressione sposta l'equilibrio a sinistra (verso i reagenti).

Quando non vi è variazione del no. di moli, la variazione di P non ha alcun effetto.

- **Effetto catalizzatori.** Un catalizzatore **non ha alcun effetto sull'equilibrio**, ma solo sulla rapidità con cui l'equilibrio viene raggiunto. Un catalizzatore ha infatti l'unico effetto di aumentare la velocità di reazione.

Un catalizzatore ha sempre l'effetto di:

- A) far avvenire reazioni non spontanee
- B) spostare l'equilibrio di reazione verso i prodotti
- C) aumentare il rendimento di reazione
- D) aumentare la velocità di reazione
- E) innalzare il valore dell'energia di attivazione

Risposta corretta: D

Quale dei seguenti metodi può funzionare nell'equilibrio tra sostanze gassose, $A + B = C + D$, per ridurre la quantità del prodotto C?

- A) aggiungere A
- B) diminuire A
- C) aggiungere B
- D) aumentare la pressione
- E) diminuire la pressione

Risposta corretta: B

La costante di equilibrio di una reazione chimica, all'aumentare della temperatura:

- A) può aumentare o diminuire, a seconda della reazione
- B) aumenta sempre
- C) diminuisce sempre
- D) resta costante
- E) aumenta a basse pressioni e diminuisce ad alte pressioni

Risposta corretta: A

Una reazione esotermica:

- A) può essere spontanea o non spontanea
- B) è sempre spontanea
- C) è sempre non spontanea
- D) avviene sempre con diminuzione dell'energia libera
- E) è favorita da un aumento di temperatura

Risposta corretta: A

Chimica organica: Idrocarburi

La chimica organica è la chimica dei composti del carbonio

Il carbonio, salvo rarissime eccezioni, **forma sempre 4 legami**

I più semplici composti del carbonio sono gli **idrocarburi**, che sono formati da carbonio e idrogeno.

Gli idrocarburi possono essere suddivisi in due grandi gruppi: **alifatici e aromatici**

I secondi sono i derivati del benzene e sono caratterizzati da un assetto elettronico particolare che li rende scarsamente reattivi.

Gli i. alifatici possono essere a loro volta suddivisi in

- alifatici **a catena lineare**.
- alifatici **ciclici**, ad anello, detti *alicyclici*

Entrambi possono essere:

- **Saturi (Alcani)**. Contengono esclusivamente legami semplici (di tipo sigma); i loro atomi di carbonio hanno tutti **ibridazione sp³**.
- **Insaturi**. Contengono legami multipli: doppi (**Alcheni**) o tripli (**Alchini**). Ogni doppio legame è formato da un legame sigma e un legame pi greco; ogni triplo legame è formato da un legame sigma e due legami pi greco. Gli atomi di carbonio impegnati in un doppio legame hanno **ibridazione sp²**; quelli impegnati in un triplo legame hanno **ibridazione sp**.

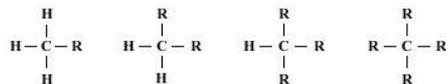
Il suffisso che identifica gli alcani è **-ano**: metano, etano, propano, butano, pentano, etc.

Il suffisso **-ene** identifica invece gli alcheni: etene, propene, butene, etc.

Al suffisso **-ene** si deve associare automaticamente un composto **insaturo**.

È spesso utile classificare un atomo di carbonio in base al numero di altri atomi di carbonio cui esso è legato.

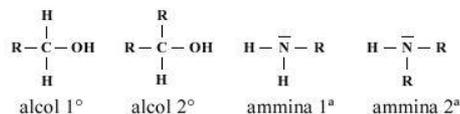
Un atomo di carbonio potrà quindi essere detto: **primario, secondario, terziario o quaternario**, a seconda che leghi uno, due, tre o quattro altri atomi di carbonio.



Con **R** si indica un qualsiasi gruppo alifatico (detto genericamente **alchilico**) o aromatico (**arilico**).

Questo genere di nomenclatura si incontra frequentemente negli alcoli e nelle ammine (in cui l'atomo di riferimento è però l'azoto).

Ad esempio:



Un atomo di carbonio viene definito secondario quando:

- A) è il secondo della catena carboniosa
- B) è legato ad altri due atomi di carbonio
- C) è ibridato sp^2
- D) fa parte della molecola di una ammina secondaria
- E) presenta due valenze invece di quattro

Risposta corretta: B

Un atomo di carbonio si definisce terziario se:

- A) è il terzo della catena carboniosa
- B) è coinvolto in un triplo legame
- C) è legato ad altri tre atomi di carbonio
- D) è legato a tre gruppi OH
- E) occupa la posizione 3 in un anello aromatico

Risposta corretta: C

Chimica organica: Classi di composti

ALCOLI

Gruppo funzionale: **ossidril** (-OH) legato ad un C sp³.

Nomenclatura: desinenza **-olo**.

1° termine: **metanolo**, CH₃-OH

Successivi: etanolo, propanolo, butanolo ...

Isomeria: a partire da propanolo (isomeria = stessa formula molecolare diversa struttura)

N.ri ossidazione: -2 metanolo, -1 alcol 1ri, 0 2ri, +1 3ri

Proprietà: formano legami H fra loro e con l'acqua. Alti p.e., solubilità in acqua decresce a partire da butanolo. Sono meno acidi dell'acqua.

Reazioni: Sostituzione nucleofila. Reagendo con acidi formano **esteri**.

Alcol polifunzionali: due o più funzioni -OH

- Dioli o **Glicoli**: 2 funzioni alcoliche. 1° termine glicole etilenico.
- **Trioli**: 3 funzioni alcoliche. Il più importante (1° termine): **glicerolo**, CH₂OH-CHOH-CH₂OH. È l'alcol cui sono esterificati gli acidi grassi nei **trigliceridi** (triacilgliceroli).

Dall'idrolisi basica dei trigliceridi si ottiene glicerolo e sali degli acidi grassi (saponi)

L'idrolisi dei trigliceridi in ambiente basico conduce a:

- A) glicerolo ed altri alcoli
- B) aldeidi e chetoni
- C) amminoacidi
- D) glicerolo e saponi
- E) acidi grassi

Risposta corretta: D

ETERI

Sono il prodotto della **condensazione di due molecole di alcol** uguali o diversi (eteri semplici o misti).

Condensazione significa formazione di un legame con eliminazione di una molecola di acqua.

Sono molto volatili. Sono meno solubili in acqua dei corrispondenti alcoli.

ENOLI e FENOLI

Il gruppo funzionale -OH è legato ad un C **sp²**. Nei **fenoli** l'OH è legato all'anello benzenico. I fenoli sono *debolmente acidi*, ma assai più acidi dell'acqua.

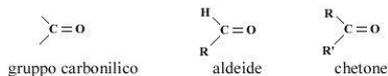
Gli **enoli** tendono a trasformarsi spontaneamente in aldeidi o chetoni per **tautomeria** (spostamento intramolecolare di un H).



Chimica organica: Classi di composti 2

ALDEIDI e CHETONI

Gruppo funzionale: **carbonilico**:



Nomenclatura: desinenza **-ale** per aldeidi; **-one** per chetoni.

Le aldeidi hanno anche nomi correnti derivati dagli acidi carbossilici.

Il primo termine delle aldeidi è il **metanale** (o aldeide formica); il primo termine dei chetoni è il **propanone** (o acetone).

N.ri ossidazione: 0 aldeide formica, +1 altre aldeidi, +2 i chetoni.

Proprietà: non formano legami H fra loro, ma possono formarli con l'acqua, p.e. molto più bassi degli alcoli corrispondenti; primi termini solubili in acqua.

Reazioni: Addizione nucleofila. Sono tra i composti più reattivi (soprattutto le aldeidi) della chimica organica.

Principali derivati delle aldeidi:

con alcoli -> **emiacetali e acetali** (i chetoni danno emichetali)

con ammoniaca e ammine 1rie -> **basi di Schiff (imine)**

con acido cianidrico -> **cianidrine**

con aldeidi -> **aldoli**

L'acetone e il propanale:

- A) sono antipodi ottici
- B) hanno entrambi forte carattere acido
- C) hanno entrambi forte carattere basico
- D) possiedono entrambi un gruppo carbonilico
- E) sono epimeri

Risposta corretta: D

Quale dei seguenti composti possiede nella molecola più atomi di ossigeno?

- A) glicole (etilenico)
- B) alcol terziario monofunzionale
- C) alcol primario monofunzionale
- D) dialdeide
- E) diidrossichetone

Risposta corretta: E

Chimica organica: Classi di composti 3

ACIDI CARBOSSILICI

Gruppo funzionale: **carbossilico**:



gruppo carbossilico

Nomenclatura: **acido** alcan **-oico**

Sono di uso comune i nomi correnti: acido formico, acetico, propionico, **butirrico**

N.ri ossidazione: +2 acido formico, +3 tutti gli altri.

Proprietà: formano legami H con se stessi e con l'acqua. Hanno p.e. più alti degli alcoli corrispondenti e più alti anche dell'acqua. Molto solubili in acqua i primi termini; la solubilità diminuisce dal butirrico in poi.

Reazioni: Salificazione, comportandosi da acidi. Sostituzione nucleofila del gruppo -OH.

Derivati importanti:

- **Esteri**, con alcoli. (Nomenclatura: nome dell'acido "salificato" + gruppo alchilico dell'alcol)
- **Ammidi**, con ammoniaca o con ammine primarie.

Acidi grassi: si definiscono così gli acidi carbossilici con 6 o più atomi di C.

Acidi bicarbossilici: portano due funzioni carbossiliche.

Nome: **acido** alcan **-dioico**

Nomi correnti: ossalico, malonico, succinico, etc.

Idrossiacidi : portano una funzione -OH nella catena.

Esempio: acido lattico, $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$

Chetoacidi : portano una funzione carbonilica nella catena.

Esempio: acido piruvico, $\text{CH}_3\text{-CO-COOH}$

Indicare in quale dei seguenti composti è contenuto il maggior numero di atomi di ossigeno:

- A) alcol bivalente
- B) alcol trivalente
- C) etere semplice
- D) acido bicarbossilico
- E) dichetone

Risposta corretta: D

Quale dei seguenti composti possiede nella molecola non più di un atomo di ossigeno?

- A) alcol etilico
- B) glicole
- C) acido acetico
- D) diidrossichetone
- E) dialdeide

Risposta corretta: A

Quale delle seguenti reazioni porta alla formazione di ammidi?

- A) alcol + alcol
- B) chetone + alcol
- C) ammoniaca + alogenoalcano
- D) ammoniaca + aldeide
- E) ammoniaca + acido carbossilico

Risposta corretta: E

Il butirrato di propile è:

- A) un estere
- B) un etere
- C) un sale
- D) un radicale alchilico
- E) un radicale acido

Risposta corretta: A

Chimica organica: Classi di composti 4

AMMINE

Si possono considerare derivati dell'ammoniaca per sostituzione degli H con gruppi alchilici (**ammine alifatiche**) o arilici (**ammine aromatiche**, esempio *anilina*).

Nomenclatura: **nomi dei gruppi sostituenti seguiti da ammina**.

Esempi: metilammina (un'ammina **primaria**), dimetilammina, metil-etilammina (due ammine **secondarie**), trietilammina (un'ammina **terziaria**), etc.

Proprietà: Sono le **basi** tipiche della chimica organica. La loro basicità cresce dall'ammoniaca alle ammine secondarie; quelle terziarie sono spesso meno basiche delle secondarie. Le ammine terziarie reagiscono con acidi per dare **salì di ammonio quaternario**.

Reazioni: Le ammine primarie reagiscono con le aldeidi per dare **immine**.

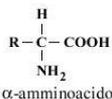
Il composto $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$ è:

- A) un nitrile
- B) un'ammina primaria
- C) un'ammide
- D) un nitrito
- E) un'ammina secondaria

Risposta corretta: E

AMMINOACIDI

Sono composti bifunzionali poiché contengono un gruppo **carbossilico** e un gruppo **amminico**:



Il gruppo R caratterizza ogni singolo amminoacido

Gli α -amminoacidi sono le unità che compongono le proteine. Nella catena di una proteina gli amminoacidi sono uniti dal legame peptidico che si forma per condensazione tra il gruppo amminico di un amminoacido e il gruppo carbossilico del successivo. Il legame peptidico è analogo al legame presente nelle ammidi.

Nella molecola di un amminoacido sono contenute almeno le seguenti specie atomiche:

- A) carbonio e azoto
- B) carbonio, idrogeno e azoto
- C) carbonio, idrogeno, azoto e ossigeno
- D) azoto e ossigeno
- E) carbonio, azoto e ossigeno

Risposta corretta: C

Quale delle seguenti sostanze NON è un amminoacido?

- A) Anilina
- B) Leucina
- C) Alanina
- D) Glicina
- E) Triptofano

Risposta corretta: A

Chimica organica: Classi di composti 5

ZUCCHERI

Sono composti che contengono una funzione aldeidica o chetonica e due o più funzioni OH.

Si possono classificare in monosaccaridi, disaccaridi, polisaccaridi a seconda che siano costituiti da una, da due o da più unità semplici.

Tra i **monosaccaridi**, è importante ricordare ribosio, ribulosio, glucosio, fruttosio e galattosio. Non sono idrolizzabili in unità più semplici.

I **disaccaridi** sono costituiti dalla condensazione di due monosaccaridi.

I più importanti sono:

- **Saccarosio**= glucosio + fruttosio
- **Maltosio**= glucosio + glucosio
- **Lattosio**= galattosio + glucosio

I **polisaccaridi** sono costituiti da numerose unità monosaccaridiche.

I più importanti sono tutti polimeri del glucosio:

- **Amido**: Rappresenta la riserva di zuccheri dei vegetali.
- **Glicogeno**: L'analogo dell'amido nel regno animale
- **Cellulosa**: Svolge la funzione di sostegno nelle piante. Parete cellula vegetale. Le unità di glucosio sono legate da legami diversi da quelli esistenti nell'amido e nel glicogeno.

Il legame che unisce due unità monosaccaridiche prende il nome di **legame glicosidico**

Quale delle seguenti sostanze è un omopolimero (cioè formato da monomeri uguali tra loro)?

- A) DNA
- B) Glicogeno
- C) Emoglobina
- D) RNA
- E) Albumina

Risposta corretta: B

L'idrolisi dell'amido conduce a:

- A) acidi grassi
- B) aldeidi e chetoni
- C) glucosio
- D) glicerolo
- E) glucosio e fruttosio

Risposta corretta: C

Il legame glicosidico è presente:

- A) nei carboidrati
- B) nei trigliceridi
- C) negli acidi nucleici
- D) nelle proteine
- E) nelle poliammine

Risposta corretta: A

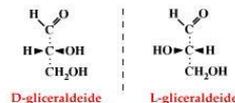
Chimica organica: Stereoisomeria

STEREISOMERIA OTTICA

Tra tutti i possibili tipi di isomeria, quella condizione in cui ad una stessa formula molecolare corrispondono strutture diverse, occupa una posizione particolare la stereoisomeria ottica.

Si ha stereoisomeria ottica quando una molecola contiene un atomo, non necessariamente di carbonio, che **lega 4 sostituenti diversi**. È implicito che esso debba avere ibridazione sp^3 . Tale atomo viene definito **asimmetrico** e costituisce un cosiddetto **centro chirale**.

Una molecola che contiene un atomo di carbonio asimmetrico può esistere in due diversi stereoisomeri, detti **enantiomeri**, che hanno la proprietà di essere **immagini speculari** l'uno dell'altro.



Si dicono enantiomeri gli stereoisomeri che sono l'uno l'*immagine speculare* dell'altro.

Attenzione! Il Q. 56 del 2002B afferma che due enantiomeri hanno la stessa formula di struttura. Tale affermazione è ovviamente del tutto errata.

Due enantiomeri hanno proprietà chimiche e fisiche **identiche**, tranne quelle che riguardano **interazioni con altre entità chirali**, come ad esempio la luce polarizzata.

Due enantiomeri hanno infatti il potere di **deviare il piano della luce polarizzata**, che li attraversi, della stessa entità, ma in direzioni opposte. Questo fenomeno prende il nome di **attività ottica**. I due enantiomeri vengono anche definiti **antipodi ottici**.

Due atomi di carbonio asimmetrici sono entrambi:

- A) ibridati sp^3
- B) legati agli stessi raggruppamenti
- C) appartenenti alla serie stereochemica D
- D) ibridati sp
- E) non ibridati

Risposta corretta: A

L'attività ottica è dovuta alla presenza nella molecola di:

- A) almeno un atomo di C asimmetrico
- B) un doppio legame
- C) due gruppi funzionali diversi
- D) un triplo legame
- E) una struttura ciclica

Risposta corretta: A

Quando un composto presenta il fenomeno della stereoisomeria ottica, in esso è presente almeno:

- A) un atomo di C ibridato sp^3
- B) un doppio legame
- C) un atomo di C ibridato sp^2
- D) un atomo di C ibridato sp
- E) un anello aromatico

Risposta corretta: A

Chimica organica: Le reazioni

REAZIONI DELLA CHIMICA ORGANICA

In gran parte delle reazioni organiche si assiste alla rottura di legami preesistenti e alla formazione di nuovi legami.

Il legame covalente, che è sempre costituito da un doppietto elettronico condiviso fra due atomi, può rompersi in due modi diversi:

- **Scissione omolitica.** Ogni atomo prende un e- e si formano **radicali**, particelle estremamente reattive per la presenza di un e- disaccoppiato. Le reazioni in cui si assiste a questo tipo di rottura del legame si dicono **radicaliche**. Sono tipiche di legami covalenti **omopolari** (o quasi), come quelli presenti negli **alcani**.
- **Scissione eterolitica.** Uno dei due atomi si prende l'intero doppietto. Si formano ioni positivi e negativi:
 $A:B \rightarrow A^+ + B:^-$
E' il tipo di rottura del legame più frequente. E' tipica dei **composti insaturi** (legame pi greco), anche quando il legame è fra due atomi uguali, oppure del legame sigma, quando è **eteropolare**; cioè tra atomi con una certa differenza di elettronegatività.

Le reazioni della chimica organica sono suddivise a seconda del loro meccanismo in:

- **Reazioni di sostituzione.** Come suggerisce il nome, un gruppo o un atomo preesistente è sostituito da un altro gruppo o atomo. Sono tipiche dei composti **saturi**, ma possono interessare anche **gruppi insaturi stabili**. Ad esempio, alogenuri alchilici e acidi carbossilici danno sostituzioni **nucleofile**. Il gruppo che opera la sostituzione è in tal caso una **base di Lewis** (acqua, OH-, alcol, NH3 e derivati, CN-), cioè una particella con **doppietti elettronici disponibili**. Gli idrocarburi **aromatici** danno invece sostituzioni **elettrofile**. In tal caso il reagente (elettrofilo) è un **acido di Lewis** alla ricerca di centri ricchi di elettroni. Gli **alcani** infine danno reazioni di **sostituzione radicalica**, come ad esempio con gli alogeni.
- **Reazioni di addizione.** Come indica il nome, un gruppo o un atomo si addiziona su un centro insaturo. E' tipica dei doppi legami C=C (alcheni: addizione **elettrofila**) o C=O (aldeidi e chetoni: addizione **nucleofila**).

L'etene reagisce con il cloro, con l'acqua ossigenata e con lo iodio; si tratta in tutti e tre i casi di reazioni di:

- A) sostituzione nucleofila
- B) addizione elettrofila
- C) addizione nucleofila
- D) sostituzione elettrofila
- E) meccanismo diverso da quelli indicati

Risposta corretta: B

Chimica organica: Le reazioni 2

REAZIONI REDOX

Hanno un notevole interesse biologico le reazioni di ossidoriduzione delle sostanze organiche.

Spesso le ossidazioni biochimiche consistono in reazioni di **deidrogenazione**, cioè nella rimozione di una coppia di atomi di idrogeno. Il carbonio che subisce l'ossidazione è generalmente **quello più ossidato**.

Alcoli, Aldeidi e Chetoni, Acidi carbossilici sono composti con grado di ossidazione **crescente** del gruppo funzionale.

Le aldeidi e i chetoni si trovano in una posizione intermedia e possono essere facilmente ridotti ad alcoli o ossidati ad acidi carbossilici.

1. Mediante una reazione di deidrogenazione, da un alcol secondario si ottiene:

- A) una aldeide
- B) una amide
- C) un etere
- D) un alchene
- E) nessuno dei composti indicati

Risposta corretta: E

2. Per ossidazione **blanda** degli alcoli secondari si ottengono:

- A) acidi carbossilici
- B) chetoni
- C) miscele di aldeidi e chetoni
- D) aldeidi
- E) miscele di alcoli primari e terziari

Risposta corretta: B

Il bilanciamento delle reazioni redox è spesso una procedura laboriosa, a differenza del bilanciamento di altre reazioni, come quelle acido-base.

Talvolta tuttavia alcune reazioni redox, come ad esempio le reazioni di combustione degli alcani, risultano assai semplici da bilanciare.

3. La reazione del propano C_3H_8 con O_2 (combustione) avviene con formazione di CO_2 e H_2O ; per bruciare una mole di propano, le moli di ossigeno necessarie sono:

- A) 4
- B) 5
- C) 6
- D) 7
- E) 8

Risposta corretta: B