INDICE

Chimica e Propedeutica Biochimica · trova l'argomento e vai alla pagina

PER INIZIARE

Capire, non memorizzare 003

UD0 · Linguaggio della chimica

L'atomo e le particelle 004
La mole e il n° di Avogadro 005
Nomenclatura inorganica 006
Bilanciamento delle reazioni 007
Stechiometria e reag. limitante 008
Unità di concentrazione 009
Notazione scientifica 010
Leggere la tavola periodica 011

UD1 · Atomo e legame

Modello atomico e orbitali 012
Configurazione elettronica 013
Isotopi e massa atomica 014
Raggio atomico ed E. di ioniz. 015
Elettronegatività 016
Legame ionico 017
Legame covalente 018
Covalente polare e dipolo 019
Legame dativo 020
Ibridazione $sp^3/sp^2/sp$ 021
Geometria molecolare (VSEPR) 022
Interazioni deboli 023
Legame a idrogeno 024

UD2 · Stati e termodinamica

Stati di aggregazione 025
Le leggi dei gas 026
Legge di Dalton 027
Il diagramma di fase 028
L'acqua e le sue anomalie 029
Sistema e funzioni di stato 030
Entalpia (ΔH) 031
Legge di Hess 032
Entropia (ΔS) 033
Energia libera di Gibbs 034
Reazioni accoppiate 035
Termodinamica vs cinetica 036

UD3 · Soluzioni e colligative

Soluzioni e solvatazione 037
Il simile scioglie il simile 038
Solubilità e curve 039
Molarità e molalità 040
Le diluizioni 041
Legge di Henry 042
Elettroliti e van't Hoff 043
Proprietà colligative 044
Crioscopico ed ebullioscopico 045
Pressione osmotica 046
Osmolarità e tonicità 047
Osmosi e dialisi 048

UD4 · Cinetica ed equilibrio

Velocità di reazione 049
Energia di attivazione 050
Ordine di reazione e stadi 051
Catalizzatori ed enzimi 052
Enzimi e Michaelis-Menten 053
L'equilibrio chimico 054
Costante di equilibrio Keq 055
Principio di Le Châtelier 056
Equilibri di solubilità (Kps) 057
Effetto dello ione comune 058
Precipitazione e neutralizz. 059

UD5 · Acidi-basi, pH, redox

Teorie acido-base 060
Coppie coniugate 061
Autoionizzazione e Kw 062
La scala del pH 063
Acidi e basi forti 064
Acidi e basi deboli (Ka/pKa) 065
Idrolisi salina 066
I tamponi 067
Henderson-Hasselbalch 068
Il tampone bicarbonato 069
Gli altri tamponi 070
Acidosi e alcalosi 071
Ossido-riduzione 072
Elettrochimica e radicali 073
Potenziali e Nernst 074

UD6 · Organica: idrocarburi

Il carbonio organico 075
Rappresentare le molecole 076
Alcani 077
Cicloalcani 078
Alcheni 079
Alchini 080
Aromatici e benzene 081
Effetti elettronici 082
Tipi di reazione organica 083
Meccanismi: SN1, SN2, E1, E2 084
Alogenuri e xenobiotici 085

UD7 · Gruppi funzionali e isomeria

Panoramica gruppi funzionali 086
Alcoli, fenoli, eteri 087
Tioli e ponti disolfuro 088
Aldeidi e chetoni 089
Acidi carbossilici 090
Esteri 091
Ammidi e legame ammidico 092
I derivati degli acidi carbossilici 093
Le reazioni degli esteri 094
Epossidi, acetali, tautomeria 095
Ammine 096
Isomeria di struttura 097
Chiralità ed enantiomeri 098
R/S, D/L e luce polarizzata 099
Diastereoisomeri e cis/trans 100

UD8 · Biochimica

Amminoacidi e proteine 101
I 20 amminoacidi 102
Monosaccaridi 103
Di- e polisaccaridi 104
Zuccheri complessi e sfingolipidi 105
Lipidi 106
Nucleotidi e acidi nucleici 107
L'ATP 108
Glicazione, AGE, antiossidanti 109
Il metabolismo: tutto è chimica 110

FORMULARIO

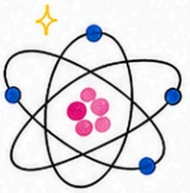
Mole e concentrazioni 111
Gas, termodinamica, cinetica 112
Equilibrio, pH, tamponi 113
Costanti e valori clinici 114

RIPASSO FINALE

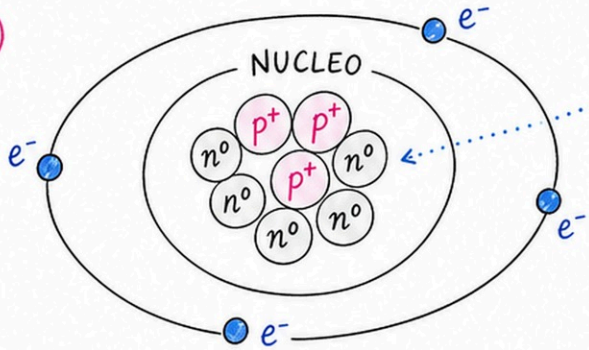
La mappa del ripasso 115
Il tuo audiolibro (QR) 116

L'ATOMO E LE SUE PARTICELLE

UDO — il linguaggio della chimica



1



il nucleo è piccolissimo ma ha quasi tutta la massa; l'atomo è quasi vuoto

TRUCCO

- cambi Z → cambi elemento
- cambi i neutroni → isotopo
- cambi gli e^- → ione

2

LE 3 PARTICELLE

- protone p^+ — carica +1 — nel nucleo — massa ≈ 1
- neutrone n^0 — carica 0 — nel nucleo — massa ≈ 1
- elettrone e^- — carica −1 — in orbita — massa ≈ $\frac{1}{1836}$ (trascurabile)

massa e^- trascurabile VS protone / neutrone

3

I DUE NUMERI

- Z = numero atomico = quanti protoni (carta d'identità dell'elemento)
- A = numero di massa = protoni + neutroni
- neutroni = $A - Z$

4

ESEMPIO sodio: $Z=11$, $A=23$ → 11 protoni, 11 elettroni, 12 neutroni

5

GLI IONI

atomo neutro: $e^- = p^+$.
Perde e^- → catione (+);
acquista e^- → anione (−)

6

LA CARICA si misura in coulomb (C); carica elementare $e = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C;
è quantizzata: $q = n \cdot e$

7

IN CORSIA: gli ioni Na^+, K^+, Ca^{2+}, Cl^- governano battito, nervi e muscoli — la chimica che ti tiene viva

8

l'atomo è NEUTRO: tanti protoni quanti elettroni · uno ione nasce quando gli elettroni non pareggiano più i protoni



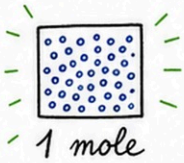
LA MOLE E IL NUMERO DI AVOGADRO

UDO — il linguaggio della chimica

TRUCCO: la mole è solo un grande pacco — invece di 12 (la dozzina) ne contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ ☺

1 non si contano gli atomi uno a uno: si contano a **MOLE** (la quantità di sostanza)

2 1 mole = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ particelle (atomi, molecole, ioni) = numero di Avogadro N_A



ATTENZIONE: NON confondere massa (g) e quantità (mol): quanto pesa 1 mole dipende dalla sostanza ☺

3 **MASSA MOLARE M:** massa di 1 mole, in g/mol; in numero = massa atomica/molecolare.
Es. $H_2O = 18$ · $NaCl = 58{,}5$ · glucosio $C_6H_{12}O_6 = 180$ (g/mol)

4

$$n = \frac{m}{M}$$

- n = quantità [mol]
- m = massa [g]
- M = massa molare [g/mol]

$m = n \cdot M$

n° particelle $= n \cdot N_A$

☆ N_A è sempre lo stesso numero, per qualsiasi sostanza ☺

5 **ESEMPIO 1:** 18 g di acqua = 1 mol = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole

6 **È USCITO ALL'ESAME!** quante moli in 90 g di glucosio? $n = \frac{90}{180} = 0{,}5$ mol

7 **IN CORSIA:** i dosaggi sono in mmol: da mg a mmol si divide per M.
Glicemia 90 mg/dL ÷ 18 = 5 mmol/L

8 **GAS:** 1 mole di gas a 0 °C e 1 atm occupa 22,4 L (volume molare)

la mole è il ponte tra il micro (atomi) e il macro (i grammi che pesi in laboratorio) ☺

DARE UN NOME AI COMPOSTI

UDO — il linguaggio della chimica

1 numero di ossidazione = carica che un atomo avrebbe nel composto; somma = 0 nel composto neutro, = carica nello ione. Di solito H = +1, O = −2

ATTENZIONE
non confondere -ato (più O) con -ito (meno O)

2 LE CLASSI PRINCIPALI

- ★ ossidi : metallo + O (CaO)
- ★ anidridi : non metallo + O (CO_2)
- ★ idrossidi : metallo + OH ($NaOH$)
- ★ acidi : H + resto (HCl, H_2SO_4, H_2CO_3)
- ★ sali : metallo + resto acido ($NaCl$)

☆ negli acidi l'H sta davanti (HCl, H_2SO_4)

3 COME NASCE UN SALE

acido + base ⟶ sale + acqua.
Es. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

4 I SALI CHE INCONTRERAI IN MEDICINA

- ♥ $NaCl$ — cloruro di sodio (fisiologica)
- ♥ $NaHCO_3$ — bicarbonato di sodio (tampone, antiacido)
- ♥ KCl — cloruro di potassio (integratore di K^+)
- ♥ $CaCO_3$ — carbonato di calcio (ossa, antiacido)

5 IONI POLIATOMICI utili

solfato SO_4^{2-} • carbonato CO_3^{2-} • bicarbonato HCO_3^-
fosfato PO_4^{3-} • ammonio NH_4^+

6 TRUCCO suffissi

-uro = senza ossigeno (cloruro);
-ato = più ossigeno,
-ito = meno ossigeno
(solfato/solfito)

7 IN CORSIA:

il bicarbonato $NaHCO_3$ è il tampone numero uno del sangue ♥

8 il nome racconta da cosa è fatto il composto

BILANCIARE UNA REAZIONE

UDO — il linguaggio della chimica



1. **LA REGOLA** (Lavoisier): nulla si crea, nulla si distrugge: stesso numero di ogni atomo a sinistra e a destra. Si aggiustano i **COEFFICIENTI** davanti, **MAI** i pedici

ATTENZIONE! l'errore classico è cambiare un pedice invece del coefficiente ☺

2. *respirazione cellulare* (il glucosio brucia):

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O$$

C: 6 = 6 • H: 12 = 12 • O: 18 = 18 ✓

★ i coefficienti (i 6) sono grandi e davanti; i pedici piccoli e in basso ☺

3. **COME SI FA:**
   1. conta gli atomi di ogni elemento
   2. aggiusta i coefficienti (numeri davanti)
   3. bilancia per ultimi O e H
   4. con gli ioni, pareggia anche le cariche

4. **ALTRO ESEMPIO:** neutralizzazione:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$ (già bilanciata)

5. *coefficiente* = quante unità (molecole/moli) • *pedice* = quanti atomi dentro la molecola

6. **TRUCCO:** i pedici non si toccano **MAI**: cambiarli cambia la sostanza (H_2O non è H_2O_2)

7. **IN CORSIA:** ♡ questa reazione sei tu — il glucosio brucia con O_2 e libera l'energia per l'**ATP**

ricetta
- ingredienti
- quantità
- procedimento

STECHIOMETRIA E REAGENTE LIMITANTE

UDO — il linguaggio della chimica

1 I RAPPORTI MOLARI

i coefficienti sono una ricetta: danno i rapporti in moli.

Es. $N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$:

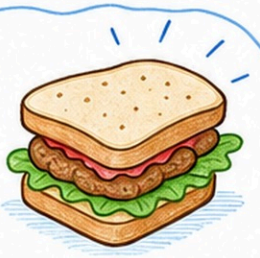
1 mole di N_2 con 3 moli di H_2 dà 2 moli di NH_3

ATTENZIONE

il limitante NON è quello che pesa meno, ma quello che finisce prima secondo i rapporti in moli ☺

2 COME UNA RICETTA

1 panino = 2 fette + 1 polpetta.
con 10 fette e 3 polpette fai 3 panini:
la polpetta è il LIMITANTE,
avanzano 4 fette



3 IL REAGENTE LIMITANTE

è quello che finisce per primo: decide quanto prodotto si forma.
L'altro è in eccesso e avanza

☆ il reagente in eccesso avanza, non sparisce ☺

4 COME SI RISOLVE

1. grammi → moli $\left(n = \frac{m}{M}\right)$ · 2. usa i rapporti dei coefficienti · 3. trova il limitante · 4. calcola il prodotto

5 LA RESA

$$\text{resa } \% = \left(\frac{\text{prodotto ottenuto}}{\text{prodotto teorico}}\right) \cdot 100$$

6 TRUCCO

trasforma SEMPRE i grammi in moli prima di usare i rapporti

7 IN CORSIA: nel metabolismo c'è sempre un fattore che limita una reazione — capirlo è capire perché una via si blocca ♡