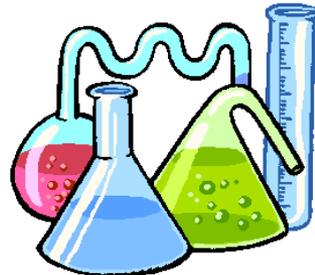


Corso di Laurea in Dietistica

Laboratori Professionali I



Dott. Alessandro Trentini

Dipartimento di Scienze Biomediche e Chirurgico Specialistiche

E-mail: alessandro.trentini@unife.it



OBIETTIVI DEL CORSO



Obiettivi formativi

Gli obiettivi principali del corso:

- approfondire concetti affrontati durante i corsi di chimica, biochimica e biochimica clinica con una impronta più tecnica, introducendo alla pratica di laboratorio di chimica e biochimica;
- mostrare e far applicare alcuni concetti base spiegati e sviluppati nel corso di chimica generale e biochimica.

Organizzazione del corso

Lezioni frontali ed esercitazioni in laboratorio. **Lez. frontali:** Norme di comportamento in lab.; soluzioni; pH e tamponi. Spettrofotometria: principi e tecniche. Cromatografia: Principi e tecniche. Amminoacidi e proteine: struttura, proprietà, proteine fibrose e globulari. Analisi quantitative delle proteine. Elettroforesi: principi e tecniche. Determinazione attività Enzimatica. Analisi degli zuccheri. Analisi dei lipidi. **Esercitazioni:** dosaggio degli zuccheri riducenti dalla banana; purificazione delle proteine dal latte fresco e UHT; dosaggio delle proteine totali; SDS-PAGE; determinazione attività della fosfatasi acida.

ESAME

Scritto, composto da un totale di 30 domande a risposta multipla (con 3 risposte ciascuna), a breve risposta aperta ed esercizi di stechiometria e collegati alle esercitazioni pratiche affrontate durante il corso. Ogni domanda vale 1 punto (tranne una domanda particolarmente impegnativa che vale 2 punti) se corretta, mentre la risposta sbagliata o una domanda non risposta vale 0 punti. La durata complessiva dell'esame è di 1 ora. Per superare l'esame è necessario acquisire un punteggio minimo di 18 su 31.

Sicurezza e Norme di Comportamento in Laboratorio



ALCUNE NORME DI SICUREZZA

- Chi frequenta un laboratorio deve **SEMPRE** indossare opportune protezioni individuali (camice, guanti, occhiali ecc...) e sapere dove sono le apparecchiature di emergenza.
- **OGNI** qual volta si possono svolgere o vengono svolti vapori non acquosi si **DEVE** operare sotto la **cappa aspirante**.
- Nelle aree di lavoro è **VIETATO** mangiare, bere, fumare e conservare cibo.
Prima di uscire dal laboratorio lavarsi le mani!
- Informarsi **SEMPRE** della pericolosità e tossicità dei prodotti chimici utilizzati. (vedi avanti)
- Non toccare con le mani i reattivi. Usare i mezzi opportuni: spatole, bacchette di vetro ecc. In caso di contaminazione, lavare le mani al più presto, con molta acqua e accuratamente. Mai portare le mani sporche alla bocca e agli occhi.



Protezioni essenziali



In laboratorio si deve sempre indossare il camice (CHIMICO).

Mai indossare sandali o altri tipi di calzature aperte.

E' necessario indossare guanti protettivi.



In caso di danno alla pelle irrorare abbondantemente e a lungo con acqua la parte colpita.

Come reperire informazioni sulla tossicità e pericolosità dei composti chimici

Sul recipiente;

dal catalogo;

e/o da pubblicazioni del produttore.



Sostanza esplosiva.

Precauzioni: Evitare calore, colpi, frizioni, fuoco, scintille, urti.



Sostanza comburente, ossidante.

Precauzioni: Evitare il contatto con sostanze infiammabili. Grave pericolo di combustione. Possibili scoppi di incendi, peraltro difficili da spegnere



Accompagnato da T: sostanza Tossica;

accompagnato da T+: sostanza Molto Tossica.

Precauzioni: Evitare contatti con il corpo che possono provocare azione cancerogena; alterazione genetica e sterilizzante sono frequenti. Pericolo di sensibilizzazione.



Accompagnato da Xi : sostanza irritante;

Precauzioni: Evitare il contatto con occhi e pelle ; non inalare i vapori.

accompagnato da Xn : sostanza nociva.

Precauzioni: Evitare contatti con il corpo e inalazione di vapori. Non usare impropriamente! Alcune sostanze hanno effetto cancerogeni, sulla sterilità e alterazione genetica. Da sottolinearsi il pericolo di sensibilizzazione.



Accompagnato da F : sostanza facilmente infiammabile;

accompagnato da F+: sostanza altamente infiammabile.

Precauzioni: Tenere lontano da fonti di calore, in particolare scintille e fiamme.



Sostanza corrosiva.

Precauzioni: Evitare contatti con particolare precauzione, il contatto con pelle occhi ed indumenti; non inalare vapori.

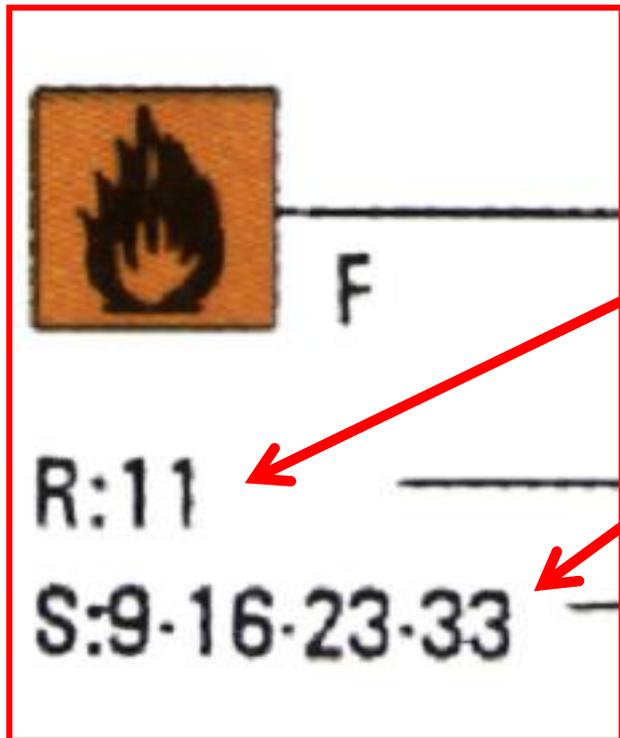


Sostanza nociva per l'ambiente.

Precauzioni: le sostanze non devono essere disperse nell'ambiente.

Frasi di rischio e consigli di prudenza

(Acetone)



Sono sigle sull'etichetta del prodotto chimico che corrispondono a una descrizione sui cataloghi del produttore

Frasi di rischio

R11: facilmente infiammabile.

Consigli di prudenza

S9: Conservare in un luogo ben ventilato;

S16: Conservare lontano da fiamme o scintille;

S23: Non respirare i vapori;

S33: Evitare l'accumulo di cariche elettrostatiche.

Queste frasi sono state sostituite nel 2008 dalle frasi H (sostituiscono le R) e frasi P (sostituiscono le S).

Frase H

Le nuove frasi H suddividono i pericoli in:

- 1) **Pericoli fisici (H2xx)**: es. esplosivo, infiammabile, combustibile, sviluppa gas, ecc...
- 2) **Pericoli per la salute (H3xx)**: es. letale, tossico, nocivo, cancerogeno ecc...
- 3) **Pericoli per l'ambiente (H4xx)**: es. molto tossico per gli organismi acquatici ecc...

Vengono date anche informazioni supplementari sui pericoli:

- 1) **Proprietà fisiche** (pericolosità della polvere, formazione di perossidi ecc..)
- 2) **Proprietà pericolose per la salute** (libera gas tossico con acqua ecc...)
- 3) **Proprietà pericolose per l'ambiente** (pericoloso per l'ozono)

Fornisce anche **elementi dell'etichetta e informazioni supplementari per talune sostanze e miscele**:

Es. presenza di cromo esavalente, cadmio, epossidi, isocianati, piombo ecc...

Consigli P

I consigli P sono suddivisi in più categorie:

1. **Consigli di prudenza di carattere generale** (es. tenere fuori dalla portata dei bambini)
2. **Consigli di prudenza – Prevenzione** (norme per prevenire rischi dall'esposizione)
3. **Consigli di prudenza – Reazione** (come reagire in caso di contatto)
4. **Consigli di prudenza – Conservazione** (norme per conservare correttamente il prodotto)
5. **Consigli di prudenza – Smaltimento.**

Soluzioni



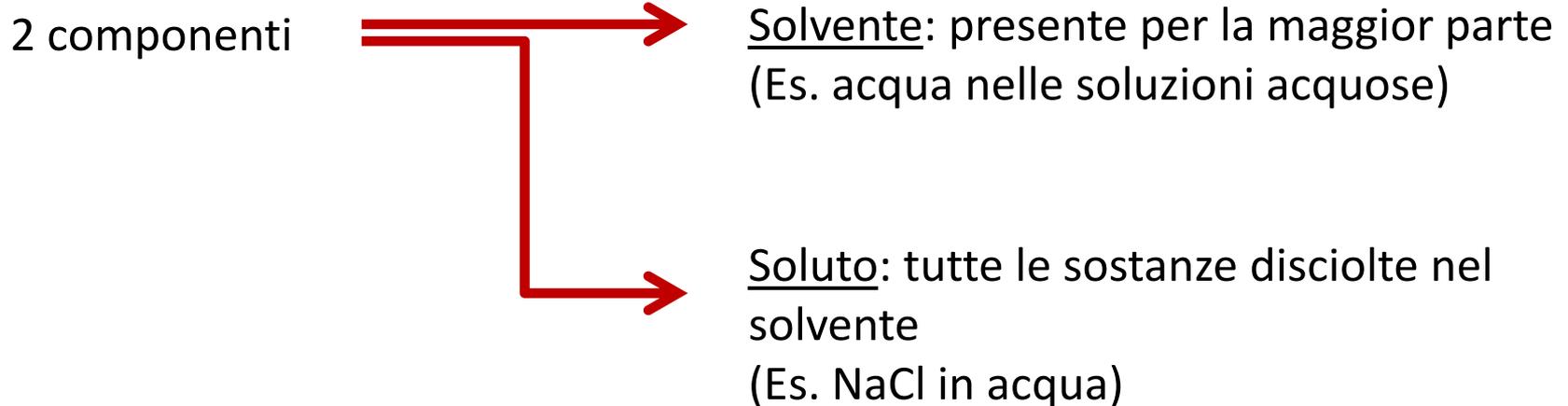
Sospensione: miscela non omogenea e instabile di molecole o composti di natura organica o inorganica.

I componenti di una sospensione danno luogo a sistemi a 2 o più fasi (tendenza a separarsi; Es. acqua e olio)



Tipi di Sospensioni					
Fase dispersa	Mezzo disperdente	Esempi	Fase dispersa	Mezzo disperdente	Separazione delle fasi
Gas	Liquido	Schiuma	Aria, CO ₂	Acqua	Dispersione del gas nell'ambiente
Liquido	Liquido	Maionese	Acqua	Olio	Sedimentazione degli elementi figurati
Solido	Liquido	Sangue	Elementi figurati (eritrociti, leucociti)	Plasma	
Gas	Gas		<i>non si hanno sospensioni di gas in gas</i>		
Liquido	Gas	Nebbia	Acqua	Aria	Ricaduta dell'acqua al suolo
Solido	Gas	Fumo	Residui incombusti	Aria	Deposito dei solidi al suolo (su edifici)
Gas	Solido	Pomice	Aria	Roccia eruttiva	Essiccamento per evaporazione dell'acqua
Liquido	Solido	Gel	Acqua	Agar	
				Polimeri organici	
Solido	Solido	Smeraldo	Cromo	Silicato di Al e Be	

Soluzione: miscela omogenea e stabile di due o più sostanze. Normalmente, i componenti non sono più distinguibili.



Tipi di Soluzioni		
Soluto	Solvente	Esempi
Gas	Liquido	Acque gassate (CO ₂ in acqua)
Liquido	Liquido	Vino (alcol in acqua) – “Miscela” (olio in benzina)
Solido	Liquido	Acque minerali (sali in acqua)
Gas	Gas	Aria
Liquido	Gas	Aria umida
Solido	Gas	Alcuni tipi di fumi
Gas	Solido	Idrogeno su palladio
Liquido	Solido	Benzene nella gomma
Solido	Solido	Acciaio (carbone in ferro)

Composizione delle Soluzioni

La composizione di una soluzione viene comunemente espressa come quantità di soluto (concentrazione) nel solvente (in genere acquoso).

Ci sono diversi modi per esprimere la concentrazione di soluto:

- Percentuale peso-peso (% p/p)
- Percentuale peso-volume (% p/v)
- Percentuale volume-volume (% v/v)
- Molarità (M)

% peso-peso (% p/p)

Indica il numero di grammi di soluto sciolti in 100 g di soluzione

E' espresso dalla formula:

$$\% p/p = \frac{\text{numero grammi soluto}}{\text{numero grammi soluzione}} * 100$$

Esempio

Una soluzione acquosa al 20% p/p di glucosio contiene 20 g di glucosio ogni 100 g di soluzione. Gli altri 80 g sono di acqua.

Esercizio

Quanti grammi di una soluzione al 30% di HCl bisogna prelevare per avere 5 g di HCl?

30 g : 100 g di soluzione = 5 g : Xg da prelevare

$$Xg = \frac{5 * 100}{30} = 16,7 \text{ g di soluzione}$$

% peso-volume (% p/v)

Indica il numero di grammi di soluto sciolti ogni **100 ml di soluzione**

E' espresso dalla formula:

$$\% p/v = \frac{\text{numero grammi soluto}}{\text{numero ml di soluzione}} * 100$$

Esempio

Una soluzione con 10 g di glucosio in un volume finale di 100 ml di soluzione è una soluzione al 10 % p/v

Esercizio

Vogliamo preparare 120 ml di una soluzione al 20 % p/v di cloruro mercurico (HgCl_2). Quanti grammi di sale dobbiamo pesare?

$$20 \text{ g} : 100 \text{ ml di soluzione} = X \text{ g} : 120 \text{ ml}$$

$$Xg = \frac{20 * 120}{100} = 24 \text{ g di HgCl}_2$$

Relazione %p/p e %p/v

Si può ricavare la percentuale peso/volume conoscendo la percentuale peso/peso e la densità della soluzione (d) che ci interessa dalla relazione:

$$\%p/v = \%p/p * d(m/v)$$

Esercizio

Calcolare i grammi per litro di una soluzione di HCl al 38% p/p avente una densità pari a 1,19 g/ml

Calcolo la % p/v dalla relazione descritta sopra:

$$\%p/v = 38 * 1,19 = 45,22 \%p/v$$

Da qui, calcolo i grammi che sono in un litro, usando una proporzione:

$$45,22 \text{ g} : 100 \text{ ml} = X\text{g} : 1000 \text{ ml (1 litro)}$$

$$X\text{g} = \frac{45,22 * 1000}{100} = 452,2 \text{ g in 1 litro}$$

% volume-volume (% v/v)

Esprime il volume di soluto (in ml) contenuti in **100 ml di soluzione**. E' usata per soluzioni di liquidi in liquidi.

E' espresso dalla formula:

$$\% v/v = \frac{\textit{numero ml soluto}}{\textit{numero ml di soluzione}} * 100$$

Esempio

Una soluzione di acido acetico al 10% in volume contiene 10 ml di acido acetico in 100 ml di soluzione.

Esercizio

Se sciogliamo 30 ml di alcool etilico in un volume finale di 150 ml di soluzione, che concentrazione avrà la soluzione in % v/v?

Si usa la formula descritta sopra:

$$\% v/v = \frac{30}{150} * 100 = 20\% v/v$$

Molarità (M)

Indica il **numero di moli (n)** di soluto disciolte in **1 litro** (= 1000 ml) **di soluzione**.

Volumi uguali di soluzioni aventi la stessa molarità (M) contengono lo stesso numero di moli di soluto.

Si può calcolare dalla formula:

$$M = \frac{\text{numero moli soluto}}{\text{numero litri soluzione}} \quad (\text{unità di misura: } \textit{moli/l})$$

Il numero di moli si calcola sapendo i grammi di soluto ed il suo peso molecolare (PM) secondo la formula:

$$n = \frac{\textit{grammi soluto}}{\textit{PM soluto}}$$

Esempio

Una soluzione contenente 180 g di glucosio (PM = 180) in un volume finale di 1 litro, è una soluzione 1 M (molare) $\rightarrow n = 180 \text{ g}/180 = 1 \rightarrow M = 1 \text{ mole}/1 \text{ litro} = 1 \text{ M}$.

Esercizio

Vogliamo preparare 300 ml di una soluzione acquosa 0,1 M di alcool etilico (PM = 46). Quanti grammi di alcool etilico occorrono?

Ricavo il numero di moli in 300 ml di soluzione:

$$0,1 \text{ moli} : 1000 \text{ ml} = X \text{ moli} : 300 \text{ ml}$$

$$X \text{ moli} = \frac{0,1 * 300}{1000} = 0,03 \text{ moli in } 300 \text{ ml}$$

$$g = n * PM = 0,03 * 46 = 1,38 \text{ g di alcool etilico in } 300 \text{ ml di soluzione}$$

Spesso si lavora con soluzioni molto diluite...quando la molarità è inferiore ad 1, viene indicata con notazione decimale o esponenziale, o con i prefissi usati per le unità di misura.

Es:

$$0,1 \text{ M} \rightarrow 10^{-1} \text{ M}$$
$$0,01 \text{ M} \rightarrow 10^{-2} \text{ M}$$
$$1 \text{ mM} = 10^{-3} \text{ M} = 0,001 \text{ M}$$
$$1 \text{ }\mu\text{M} = 10^{-6} \text{ M} = 0,000001 \text{ M}$$
$$1 \text{ nM} = 10^{-9} \text{ M} = 0,000000001 \text{ M}$$

Preparazione delle soluzioni

Per preparare una soluzione si opera in modo diverso a seconda del materiale di partenza (solido o liquido).

Solido → si pesa una quantità di solido calcolata precedentemente e si porta al volume desiderato con il solvente

Liquido → si preleva un determinato volume di soluzione concentrata e si aggiunge a una quantità opportuna di solvente (**DILUIZIONE**)

Come diluire una soluzione?

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

Esercizio

Preparare 250 ml di una soluzione di HCl 0,6 M partendo da una soluzione di HCl 12 M.

$$12 * V_1 = 0,6 * 250$$

$$V_1 = 0,6 * 250 / 12 = 12,5 \text{ ml di HCl 12 M}$$

Alcuni esercizi...

- 1) Quanti grammi di una soluzione di sale al 10% p/p contengono 0,8 g di sale? [R = 8 g]
- 2) Calcolare la % p/p di una soluzione di KCl ottenuta sciogliendo 100 g di KCl in 1300 g di acqua. [R = 7,14 % p/p]
- 3) Quanti grammi di acido acetico puro sono necessari per preparare 500 g di una soluzione acquosa di acido acetico al 5% p/p? [R = 25 g]
- 4) Quale volume di glicole etilenico deve essere usato per preparare 10 litri di soluzione al 40% v/v di glicole etilenico? [R = 4 l]
- 5) A quale volume devono essere diluiti 50 ml di soluzione 3,5 M di HCl per ottenere una soluzione 2 M? [R = 87,5 ml (50 ml HCl + 37,5 ml acqua)]
- 6) A 50 ml di soluzione di H_2SO_4 0,5 M si aggiungono 75 ml di soluzione di H_2SO_4 0,25 M. Qual è la concentrazione Molare della soluzione finale? [R = 0,35 M]
- 7) Quale percentuale p/p di soluto presenta una soluzione di NaOH (PM=40) 4 M, con densità $d=1,15$ g/ml? [R = 13,9 % p/p]
- 8) In quale volume di soluzione di H_2SO_4 0,25 M sono contenuti 14,2 g di acido? [R = 580]
- 9) Qual è la molarità di una soluzione di H_2SO_4 al 13 % p/p ($d=1,09$ g/ml)? [R = 1,45 M]
- 10) Si vogliono preparare 400 ml di una soluzione di NaOH (PM=40) 0,3 M. Quanta soda solida si deve pesare? [R = 4,8 g]
- 11) Calcolare quanta acqua occorre aggiungere a 150 ml di una soluzione di HCl 2 M per ottenere una soluzione 0,5 M. [R = 450 ml di acqua]
- 12) Che volume di HCl 5 M devo prelevare per preparare 250 ml di una soluzione 0,2 M? [R = 10 ml]