

SOLUZIONI E LORO PREPARAZIONE

APPUNTI

Oggi è il 16/6/2008

La seguente trattazione intende fornire un aiuto agli studenti dell'istituto I.I.S. "A. Meucci" di Cittadella, (ed a tutti gli interessati che s'imbattono nel presente documento), nell'affrontare molti problemi inerenti le soluzioni.

Sarò grato a tutti coloro che mi segnaleranno non solo errori, sempre possibili, ma anche suggerimenti propositivi.

Prerequisiti essenziali sono: riuscire a risolvere equazioni di primo grado, saper impostare correttamente proporzioni tra grandezze e saper convertire unità di misura.

Preparare soluzioni è, (come accade spesso sia per preparare il pane sia per produrre vino), meno semplice di quello che sembra.

Si rammenta che per tutti i problemi proposti sono vere le equivalenze:

$1 \text{ cm}^3 \equiv 1 \text{ cc} \equiv 1 \text{ mL}$ (centimetro cubo, centimetro cubo, millilitro)

$1 \text{ dm}^3 \equiv 1000 \text{ cc} \equiv 1 \text{ L}$ (decimetro cubo, centimetri cubici, litro)

$1 \text{ m}^3 \equiv 1.000.000 \text{ cc} \equiv 1000 \text{ L}$ (metro cubo, milione di centimetri cubici, mille litri)

Due tabelle con alcune conversioni tra unità di misura di volume:

1 Litro o 1 dm^3 equivale a		
$0,001 \text{ m}^3$ o $1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$	1000 cm^3 o $1 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$ o 1000 cc o 1000 mL	$1.000.000 \text{ mm}^3$ o $1 \cdot 10^6 \text{ mm}^3$ o $1 \cdot 10^6 \mu\text{L}$ (microlitro)

1centimetro cubo o 1cm³ o mL o 1cc equivale a				
1*10 ³ mm ³ o 1*10 ³ μL (microlitro)	1*10 ⁻¹ cL centilitri	1*10 ⁻² dL decilitri	1*10 ⁻³ Litri o 1*10 ⁻³ dm ³	1*10 ⁻⁶ m ³ 0,000001 m ³

Il volume si misura nel SI in metri cubi, m³, o in suoi sottomultipli, come il decimetro cubo, dm³, e il centimetro cubo, cm³.

Nel caso dei liquidi molto usato è il litro, L, e i suoi multipli (soprattutto l'ettolitro, hL) e sottomultipli, il decilitro, dL, e il centilitro, cL.

E' infatti comune esprimere con queste unità di misura la capacità, cioè il volume interno, dei recipienti.

Il litro è definito come il volume di 1 chilogrammo di acqua distillata alla temperatura di massima densità, cioè 4 °C.

Originariamente il litro era stato definito equivalente a 1 dm³ e spesso viene ancora usato con questo significato, data la minima differenza tra i due valori (1 litro = 1,000028 dm³).

INDICE DEGLI ARGOMENTI

Conoscenze necessarie

Avvertenze Importanti

Definizione di soluzione

Solubilità

Concentrazione

Principali metodi di esprimere le concentrazioni: % m/m, %p/p, %v/v;

Esempi di calcolo;

Regola della croce;

Come preparare una soluzione a concentrazione % m/m

La concentrazione percentuale volume su volume, (%v/v)

La concentrazione percentuale massa su volume (%m/v)

Altri modi di esprimere le concentrazioni in volume, le concentrazioni degli inquinanti;

Idrolisi dei sali

Come prevedere se i sali si idrolizzano;

Frazione Molare

Concentrazione molare o molarità

Considerazioni su la mole

Come preparare una soluzione a concentrazione molare, esercizi svolto

Preparazione di soluzioni per diluizione

Concentrazione normale N o normalità

Concentrazione molale o molalità m

Tabella per la preparazione di acidi e basi diluiti

Tabella reagenti concentrati; reagenti generali;

Esercizi proposti

ESERCIZI RISOLTI

Bibliografia

AVVERTENZE IMPORTANTI

Così come è diverso guidare una moto di grossa cilindrata rispetto ad un motorino o guidare un trattore invece che un'auto, anche la preparazione di soluzioni può essere fonte di pericoli per sé e per gli altri.

E' **necessario leggere attentamente le etichette delle sostanze necessarie alla preparazione delle soluzioni in funzione degli avvisi della loro pericolosità e provvedere a munirsi dei necessari mezzi di protezione individuale, (occhiali e mascherine oltre al classico camice).**

Occorre far attenzione alle fonti di pericolo che ci sono anche nell'apparente banale mescolamento di due liquidi diversi o nella dissoluzione di un solido in un liquido.

- **Non aggiungete mai l'acqua a basi o acidi concentrati;**
- **per ottenere soluzioni diluite aggiungete cautamente basi o acidi concentrati all'acqua agitando continuamente;**
- **controllate e ricontrollate i calcoli eseguiti per quantificare la vostra soluzione;**
- **non prendete in alcun modo iniziative personali alternative a quanto indicato dai docenti.**
- **Non appoggiare repentinamente flaconi di alcun genere sulle mensole o sui banchi di lavoro;**
- **Non appoggiare flaconi di alcun genere vicino al bordo dei banchi.**
- **Non gettare nei lavandini o nei raccoglitori di rifiuti, le soluzioni residue dei reagenti chimici ma convogliarli negli appositi contenitori di raccolta;**

Si rammenta che non è necessario ingerire dei veleni per esser intossicati, spesso basta respirarne le polveri od i vapori, od anche toccare tracce di alcune sostanze per ricevere irritazioni o peggio.

A titolo di esempio si cita la estrema pericolosità nel preparare le soluzioni di acido solforico, anche per diluizione di soluzioni già diluite: si ottiene sempre un notevole sviluppo di calore, (riducibile operando in bagni di ghiaccio), che porta a dilatazioni dei recipienti di vetro che facilmente possono rompersi con conseguenze immaginabili.

LE SOLUZIONI E LA LORO COMPOSIZIONE

Dalle soluzioni siamo circondati e abbiamo sempre bisogno di esse da prima della nostra nascita.

Viviamo immersi nella soluzione denominata "aria", per sopravvivere dobbiamo ingerire continuamente soluzioni, e quella che chiamiamo genericamente -acqua-, in realtà è sempre una soluzione; si tratti di acqua di fiume, di lago, piovana o acqua marina.



A sinistra, in primo piano una soluzione di acqua marina, sullo sfondo, una soluzione gassosa, l'aria.

Anche se si pensa soprattutto alle soluzioni liquide, esistono soluzioni sia solide sia liquide sia gassose.

Ecco esempi di soluzioni solide, vengono denominate -leghe-.



Una **soluzione** è una miscela omogenea di 2 o più sostanze in una unica fase. Il componente presente in maggior quantità è il solvente, l'altro il soluto.

Più estesamente:

Una **soluzione** è una miscela omogenea, a 2 o più componenti solidi, liquidi o gassosi, costituita da particelle di dimensioni atomiche o molecolari, con dimensioni inferiori a 1 nm, che si distribuiscono uniformemente in tutto il volume a disposizione.

La scritta **-nm-** indica un sottomultiplo del metro, così come la "c" davanti al simbolo -m- indica il centi-metro così la -n- indica il sottomultiplo che si chiama "nano", dando luogo quindi al nanometro **-nm-** che è equivalente ad un miliardesimo, 10^{-9} , in notazione scientifica.

Il **solvente** è il mezzo in cui le altre sostanze vengono mescolate o disciolte. Di solito il solvente è un liquido, come l'acqua.

Il **soluto** invece è una sostanza disciolta nel solvente; può essere all'origine un solido, un liquido o un gas.

In una soluzione acquosa di zucchero, lo zucchero è il soluto, e l'acqua è il solvente.

Per descrivere le soluzioni si usano molti termini che è bene imparare.

Una **soluz. diluita** è quella dove il rapporto tra soluto e solvente è molto piccolo, p.es. pochi cristalli di zucchero in un bicchiere d'acqua.

In una **soluz. concentrata** il rapporto tra soluto e solvente è più grande; così un bicchiere di acqua in cui siano stati sciolti 2 cucchiaini di zucchero è più concentrata e maggiormente dolce del bicchiere in cui sia stato sciolto un solo cucchiaino.

Una **soluz. satura** è quella in cui, a una data temperatura, non si scioglierà ulteriormente soluto, che rimarrà sul fondo del recipiente.

In una **soluz. non satura** il rapporto tra soluto e solvente è più basso di quello esistente nella soluz. satura; se viene ancora aggiunto soluto, parte di esso si scioglierà.

Prendendo ad esempio una soluz. familiare, costituita da acqua e zucchero, **la soluzione diluita** è quella con meno zucchero e meno dolce, **la soluzione concentrata** è quella che ha un dosaggio elevato di zucchero e risulta molto dolce, **la soluzione satura** è quella in cui c'è dello zucchero sul fondo del recipiente e non si riesce a scioglierne più, ovviamente è la più dolce.

La quantità di soluto per formare una soluz. satura in una data quantità di solvente a una data temperatura, è definita come la **solubilità** di quel soluto in quel solvente.

Se la solubilità di una sostanza è molto piccola, tale sostanza è spesso detta "insolubile". In realtà la solubilità non è mai esattamente zero, quindi "insolubile" vuol dire "molto poco solubile" o "poco solubile".

Per chi dovesse preparare spesso soluzioni a titolo noto si rimanda alle sezioni alla fine del presente documento.

Nella seguente tabella sono riportate le solubilità di alcune comuni sostanze che mostrano quanto ampiamente possa variare.

SOSTANZA	FORMULA	Solubilità (g/100g di acqua)
Cloruro di ammonio	NH ₄ Cl	29,7 (0°C)
Acido borico	H ₃ BO ₃	6,35 (30°C)
Solfuro di rame	CuS	3,3*10 ⁻⁵ (0,000033g a 18°C)
Idrossido di sodio	NaOH	42,0 (0°C)

Quando non è specificato diversamente, si intende che le soluzioni siano sempre preparate con il solvente acqua.

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Di qualsiasi soluzione si tratti, (es. vino nero), è necessario possedere fondamentalmente due informazioni:

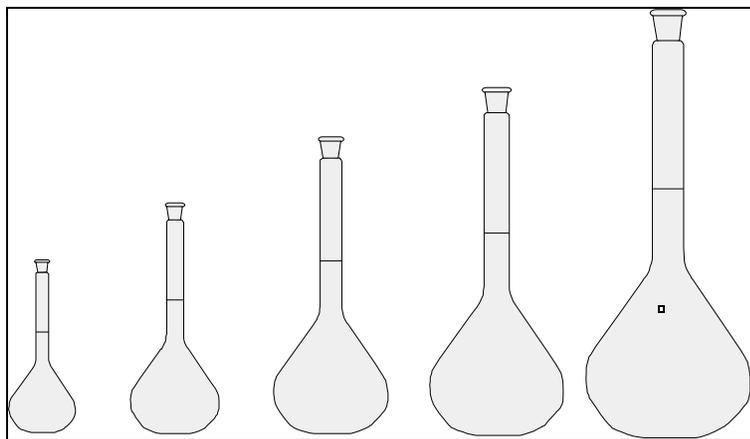
- La **composizione qualitativa**, ovvero ci serve conoscere la natura di ciò che abbiamo in mano, **quali** componenti sono presenti;
- La **composizione quantitativa**, ovvero ci serve conoscere la quantità o "concentrazione" di ciascun componente presente nella soluzione.

La **concentrazione** (o **titolo**), esprime la quantità di un componente, (soluto), presente in una determinata quantità di soluzione, (quest'ultima quantità viene assunta come riferimento).

Tale concetto è ben rappresentato anche dal concetto di frazione di un "tutto" che rappresenta la soluzione nella sua interezza.

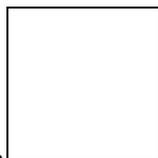
I componenti od il componente disciolti presenti in percentuale, -%- minore prendono il nome generico di soluto.

5,00 g 5,00 g 5,00 g 5,00 g 5,00 g



50 cm³ 100 cm³ 250 cm³ 500 cm³ 1000 cm³

Se trasferiamo uguali quantità di un generico soluto, (che si sciogla completamente), in recipienti di diversa capacità ed aggiungiamo acqua sino ai volumi indicati, avremo in tutti i recipienti, (matraci tarati) la stessa quantità di soluto. Ciò che varia è proprio la concentrazione.



ALCUNE UNITÀ DI MISURA DELLA CONCENTRAZIONE

- *per cento in peso* (% m/m): grammi di soluto in 100 g di soluzione.
- *per cento in volume* (% v/v o vol%): millilitri di soluto in 100 ml di soluzione.
- *Per cento peso su volume e massa su volume* (% p/v o % m/v): grammi di soluto in 100 ml di soluzione.
- *parti per milione* (ppm): mg di soluto in 1000 ml di soluzione.
- *molarità* (M): moli di soluto in 1 l di soluzione.
- *molalità* (m): moli di soluto in 1 kg di solvente.
- *Normalità* (N) n° di equivalenti in 1L di soluzione.
- *frazione molare* (χ): moli di una specie diviso le moli totali.

I modi di esprimere la concentrazione sono comunque molti, oltre a quelli sopraelencati, che sono i principali.

Le prime quattro indicazioni di concentrazione vengono denominate "unità fisiche" perché per la loro definizione non si ricorre ad alcuna unità chimica.

Si sottolinea l'importanza di scrivere le unità di misura, soprattutto per gli inesperti, ciò ha duplice rilevanza: in primo luogo è utile per controllare l'esattezza dei propri conti, poi serve a famigliarizzare con gli argomenti.

Per preparare una qualsiasi soluzione ad una data concentrazione e' sempre necessario eseguire prima alcuni semplici calcoli.

E' necessario munirsi di quaderno, penna e calcolatrice, anche nel caso di calcoli estremamente semplici.

L'indicazione vale anche per le persone più esperte e veloci con i calcoli mentali: abitatevi a scrivere i vostri calcoli con tutti i passaggi, solo così potrete facilmente controllarne l'esattezza e risalire ad eventuali errori.

PRINCIPALI METODI DI ESPRIMERE LE CONCENTRAZIONI, UNITA' "FISICHE"

I principali metodi per esprimere la concentrazione in ambito tecnico-commerciale sono:

- % m/m, massa su massa equivalente a % p/p percentuale peso su peso, vengono chiamate anche "frazioni ponderali %".

- concentrazione percentuale volume su volume, (%v/v o vol%), o semplicemente percentuale in volume.

- concentrazione percentuale peso su volume e massa su volume, (%p/v e m/v)

Si sottolinea che tutti i modi di esprimere le concentrazioni con le percentuali non sono di pertinenza scientifica, cionondimeno sono molto utili ed usate.

L'indicazione di un numero seguita semplicemente dal simbolo -%- , (ad esempio: ACIDO SOLFORICO 5%), significa che sono presenti 5 grammi di acido solforico per ogni 100 grammi totali di soluzione. Ciò significa che questa soluzione è composta da 5 grammi di acido solforico puro e da 95 grammi di acqua. Quanto riportato nelle righe precedenti è applicabile pure a qualsiasi altra soluzione che riporti sull'etichetta la semplice indicazione X% (es. ACIDO NITRICO 65%); per altre soluzioni, come per quelle alcoliche si usa una diversa indicazione percentuale, in volume invece che in peso, che verrà illustrata in una successiva sezione.

LA CONCENTRAZIONE %m/m (massa su massa) o % p/p (peso su peso)

è il numero di grammi di soluto sciolti in 100g di soluzione:

$$1.0 \quad \% \text{ m/m} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{massa soluto + massa solvente (g)}} * 100$$

(la lunga linea tratteggiata indica l'operazione matematica di "fratto").

Si sottolineano la assoluta equivalenza della %m/m e %p/p, che il risultato non ha alcuna unità di misura e che si può indicare con un numero decimale ovviamente inferiore alla unità, es: "0,9".

Quando su etichette si trovano indicazioni del tipo: glucosio 3%, per convenzione, si intende che tale concentrazione percentuale sia proprio la concentrazione %m/m, assolutamente equivalente alla conc. %p/p.

PER RIDURRE LE POSSIBILITA' DI ERRORI NEI CALCOLI DELLE CONCENTRAZIONI PERCENTUALI SI CONSIGLIA VIVAMENTE DI IMPOSTARE, NEI PRIMI TERMINI DELLE PROPORZIONI, SEMPRE LE CONCENTRAZIONI DATE DAL PROBLEMA, ANCHE SE E' UNA INCOGNITA, E DI SEGUITO LE ALTRE.

Si fa notare il fatto che qualsiasi valore seguito dal simbolo %, equivale ad un valore numerico decimale sempre inferiore ad uno, privo di unità di misura, quindi numericamente 60% equivale al numero 0,6 e rappresenta concettualmente la frazione 6/10 (qui indicata come valore decimale), di un generico "intero" o "totale" o "tutto".

Esempio 1: Calcolare il contenuto in peso% di una soluzione di 10 g di soluto in 100 g di solvente.

Risoluzione

Peso della soluzione = (100 + 10)g.

Per arrivare al contenuto in peso %, cioè la quantità di soluto contenuta in 100 g di soluzione, si deve avere sempre presente la formula che definisce la concentrazione in peso%:

$$1.0 \quad \% \text{ p/p} = \frac{\text{peso soluto (g)}}{\text{peso soluto + peso solvente (g)}} * 100$$

Sostituendo i valori dati dal testo del problema:

$10/110 * 100 = 9,09$, questo valore deve essere seguito dal simbolo %, perché il quesito chiesto è questo, la risposta al problema è quindi: **9,09%**.

Esempio 2: 2,5 g di cloruro di sodio vengono sciolti in 30 g di acqua. Calcolare il contenuto della soluz. in % massa su massa.

Risoluzione

La massa della soluz. è di $(30+2,5)\text{g} = 32,5 \text{ g}$

$$X(\text{g soluto}) : 100(100\text{g soluz.}) = 2,5 \text{ g (soluto)} : 32,5 \text{ (g soluz.)}$$

Per 100g di soluz. si hanno quindi $2,5 * 100 / 32,5 = 7,7 \text{ g}$.

La conc. in %m/m è perciò 7,7%.

Esempio 3: Quanto zucchero si deve sciogliere in un litro di acqua per preparare uno sciroppo (soluzione zuccherina), di concentrazione m/m 0,2 ovvero 20% di zucchero?

Risoluzione

Per la definizione di concentrazione %m/m, che conviene tenere sempre sotto gli occhi, si ha che:

Si inizia a scrivere la concentrazione fornita dal testo, si scrive l'uguale che si legge "sta a", occorre ora prestare massima attenzione all'ordine con cui si scrivono i termini, la sequenza esatta è la stessa usata a sinistra del segno di uguale, cioè il valore (g di soluto) posto al primo termine dell'espressione deve esser posto come 1° termine anche a destra dell' "=".

$$20(\text{g di soluto}) : 100(\text{g di soluzione}) = x(\text{g di soluto}) : (x+1000)(\text{g di soluzione})$$

$$20*(x+1000) = 100*x$$

$$20x + 2000 = 100x$$

$$2000 = 100x - 20x$$

$$2000 = 80x \quad \frac{2000 \text{ g}^2}{80 \text{ g}} = x = 250 \text{ g}$$

Il g^2/g rappresenta le unità di misura che è bene indicare almeno nella prova di verifica del risultato, grammi al quadrato fratto grammi, dà come unità di misura grammi.

La risposta è quindi: 250 g di zucchero.

Esempio 4: Con quanta acqua bisogna diluire 50 g di acido nitrico al 60% per ottenere acido al 20%?

Risoluzione

Per aggiunta di x g di acqua la massa della soluzione al 20% diventa ovviamente (50+x)g. La massa di acido puro è uguale nelle 2 soluzioni:

$$50 \cdot 0,6 = (50+x) \cdot 0,2$$

Si sottolinea che la espressione soprastante non è una proporzione ma è una semplice equazione, gli asterischi indicano la moltiplicazione e non l'operazione logica "sta a".

Passaggi:

$$30g = 10g + 0,2x$$

$$(30-10)g = 0,2x$$

$$20g = 0,2x \quad 20g/0,2 = xg = 100 g$$

$$\text{da cui } X = 100$$

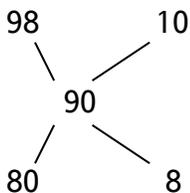
Esempio 5:

Quanto acido solforico al 98% bisogna aggiungere a 2 kg di acido al 80% per preparare un acido al 90%?

Per risolvere il problema si ricorre alla regola, detta “regola della croce”.

Si tracciano le quattro braccia della croce di S.Andrea, a sinistra si pongono le concentrazioni delle 2 soluzioni di partenza una sotto all'altra. (98 e 80).

Al centro della croce il valore della concentrazione desiderata (90). Per sottrazione, nella direzione delle diagonali della croce si ottengono le parti in peso delle 2 soluzioni di partenza da mescolare tra loro. Il segno negativo davanti al 10 non ha alcuna rilevanza, per cui si considera solo il valore numerico senza segno.



Nel caso dell'esempio si devono prendere $90 - 80 = 10$ parti di acido solforico al 98% e $98 - 90 = 8$ parti di acido all'80%. I due kg di acido al 80% richiedono quindi:

$$2 \cdot 10/8 = 2,5 \text{ kg di acido al } 98 \%$$

Prova della esattezza:

Per aggiunta di X kg di acido al 98% la massa dell'acido al 90% diventa (2+X) kg. La massa di acido solforico puro non varia mescolando le 2 soluzioni.

$$X \cdot 0,98 + 2 \cdot 0,8 = (2+X) \cdot 0,9$$

Esempio 6:

Come si possono preparare 350.0 g di una soluzione al 38% m/m di KCl?

38.0 g di KCl : 100 g di soluzione = X g di KCl : 350.0 g di soluzione

$$X = 38g \cdot 350g/100g = \mathbf{133 \text{ g di KCl in } 350.0 \text{ g di soluzione}}$$

COME PREPARARE UNA SOLUZIONE A CONCENTRAZIONE % m/m

I classici accessori per preparare soluzioni a concentrazione % m/m sono normalmente costituiti da un vetrino da orologio o una navicella in plastica per pesate, una spatola ed un bicchiere, chiamato "becher" (si legge proprio com'è scritto), nel gergo di laboratorio.

Nel presente esempio si assume che il soluto sia una sostanza solida e la soluzione sia acquosa.

Prendendo spunto dall'esempio riportato immediatamente sopra a queste righe, (es. 6):

1. ci si procurerà un becher che sia in grado di contenere tutta la soluzione, nel caso specifico un becher da 400 mL.
2. Lo si sciacquerà o detergerà, avendo cura che l'ultimo lavaggio sia effettuato con acqua distillata o deionizzata, avendo cura di asciugarlo esternamente.
3. Naturalmente si avrà a disposizione il soluto in quantità superiore alla massa necessaria, avendo sotto gli occhi il valore calcolato da pesare si trasferirà o direttamente dal flacone o ricorrendo ad una spatola pulita il soluto **direttamente all'interno del becher** posto sul piatto della bilancia;
4. Raggiunto, con la precisione ottenibile dalla bilancia in uso, il valore di massa del soluto calcolata in precedenza, si aggiunge, sempre sul piatto della bilancia acqua sino ad arrivare al valore complessivo di 350,0 g, (per aggiungere il solvente si può ricorrere a spruzzette, oppure a un altro becher o, quando ci si avvicina al valore di 350,0 g, una pipetta di Pasteur) .



Nell'immagine a fianco manca il piatto della bilancia, di cui si parla nella descrizione e c'è in più la bacchetta di vetro che si deve usare solo dopo aver pesato accuratamente il soluto. (Anche le bacchette

Nel caso in cui il soluto sia un liquido, la procedura sarà la stessa, è comunque raccomandato ricorrere ad un recipiente "di transito" per travasare con cura tale soluto all'interno del becher posto sul piatto della bilancia: l'uso di un classico becher di capacità idonea può benissimo fare al caso.

LA CONCENTRAZIONE PERCENTUALE VOLUME SU VOLUME, (%v/v)

E' un altro modo molto usato per esprimere le concentrazioni soprattutto degli alcolici.

è il numero di millilitri di soluto liquido sciolti in 100 mL di soluzione

$$\% v/v = \frac{\text{volume soluto (mL)}}{\text{volume soluzione (mL)}}$$

(la lunga linea orizzontale indica l'operazione matematica di "fratto").

ESERCIZIO GUIDATO

Quanti centimetri cubi di etanolo (alcole etilico) sono contenuti in 300 cm³ di vino avente grado alcolico pari a 11,5 % v/v ?

SVOLGIMENTO:

Ricordando che:

$$\% v/v = \frac{\text{Volume}_{\text{SLT}} \times 100}{\text{Volume}_{\text{SLZ}}}$$

dalla relazione sopra indicata ricaviamo:

$$11,5 \% v/v = \frac{\text{Volume}_{\text{SLT}} \times 100}{300 \text{ cm}^3}$$

da cui si ricava:

(SLT soluto, SLZ soluzione)

$$\text{Volume}_{\text{SLT}} = \frac{300 \text{ cm}^3 \times 11,5}{100} = 34,5 \text{ cm}^3$$

Per chi è abituato all'uso delle proporzioni: 11,5 % : 100 = X(Vol_{SLT}) : 300 (Volume_{SLZ})

$$\text{Naturalmente il risultato coincide: } \text{Volume}_{\text{SLT}} = \frac{300 \text{ cm}^3 \times 11,5}{100} = 34,5 \text{ cm}^3$$

PREPARAZIONE DI SOLUZIONI VOLUME SU VOLUME, (%v/v o VOL%)

Per la preparazione di queste soluzioni si ricorre non più alle bilance ma a strumenti che misurino i volumi di liquidi, quindi a cilindri graduati, pipette o burette.

Considerando le applicazioni, tutte non legate a precisioni estreme, di questo tipo di soluzioni, normalmente si usano cilindri graduati per la misurazione dei volumi.

Se si desiderano misure di volume più precise è necessario ricorrere a cilindri graduati con certificazione e/o usare le correzioni di volume in base alle temperature.

Si rammenta che per parecchie miscele i volumi non sono addizionabili, ciò significa che mescolando 100 cc di etanolo con 100 cc di acqua non si ottengono 200 cc di soluzione, ma un volume inferiore.

ESEMPIO DI REALIZZAZIONE

Dopo l'esecuzione dei calcoli previsti si versa in un cilindro graduato pulito di capacità adatta il soluto, (*è bene ricorrere ad un becher e non travasare direttamente da flaconi*) sino al volume calcolato.

A meno che il solvente della soluzione desiderata sia diverso dall'acqua, non è necessario asciugare i cilindri che si usano.

Tenendo ben fermo il cilindro, (hanno il baricentro molto alto), versateci con cura e mano ferma il solvente sino al volume totale richiesto.

Agitate con una bacchetta di vetro pulita, usate quindi la soluzione o immagazzinatela in adatto contenitore che provvederete ad etichettare indicando, oltre alla formula ed alla concentrazione la data ed il vostro nome.

Ricordate di ricorrere a *scritte a matita* nei casi in cui le *soluzioni siano di solventi*, (eviterete che le vostre scritte vengano cancellate dalle prime gocce che bagnassero l'etichetta)

LA CONCENTRAZIONE PERCENTUALE MASSA SU VOLUME (%m/v)

è il numero di grammi di soluto sciolti in 100 mL di soluzione.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{volume soluzione (mL)}}$$

(la lunga linea orizzontale indica l'operazione matematica di "fratto").

Si esprime solitamente in grammi di soluto in 100 mL di soluzione, o in chilogrammi in 100 Litri.

Esercizio guidato

Quanti grammi di glucosio sono contenuti in 1,50 litri di soluzione acquosa al 6,15 % m/v ?

SVOLGIMENTO:

Ricordando che:

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{Massa}_{\text{SLT}} [\text{g}] \times 100}{\text{Volume}_{\text{SLZ}} [\text{cm}^3]}$$

= g di soluto contenuti in 100 cm³ di soluzione

trasformiamo il volume della soluzione in cm³

(SLT soluto, SLZ soluzione)

$$1,50 \text{ L} = 1,50 \text{ dm}^3 = 1500 \text{ cm}^3$$

dalla relazione sopra indicata è possibile impostare la seguente proporzione:

$$6,15 \text{ g} : 100 \text{ cm}^3 = x : 1500 \text{ cm}^3$$

$$\text{Massa SLT} = \frac{1500 \text{ cm}^3 \times 6,15 \text{ g}}{100 \text{ cm}^3} = 92,3 \text{ g}$$

E' interessante far notare 2 cose molto importanti e pratiche:

- che la **concentrazione % m/v moltiplicata per 10** dà immediatamente i grammi di soluto disciolti in 1 Litro di soluzione (g/L).

- è possibile **convertire % m/m a % m/v conoscendo la densità della soluzione**, infatti:

$$\%m/v = \%m/m * \text{densità}$$

e quindi

$$\%m/m = \frac{\% m/v}{\text{densità}}$$

APPROFONDIMENTO

In inglese, attuale lingua internazionale, le concentrazioni %p/p, %v/v e % m/v vengono indicate rispettivamente: %w/w; %v/v e %w/v.

ALTRI MODI DI ESPRIMERE LE CONCENTRAZIONI IN VOLUME

Grammi su litro (g/L), grammi di soluto presenti in 1000 mL, cioè in 1 litro di soluzione.

Milligrammi su litro (mg/L) milligrammi di soluto presenti in 1000 mL, cioè in 1 litro di soluzione.

LE CONCENTRAZIONI DEGLI INQUINANTI

Le concentrazioni degli inquinanti nell'aria sono espresse in mg/m^3 o $\mu\text{g}/\text{m}^3$ (microgrammo su m^3).

PARTI PER MILIONE; PARTI PER BILIONE

La concentrazione di soluzioni molto diluite viene spesso espressa in parti per milione (**ppm**):

Indica le parti di soluto presenti in un milione di parti di soluzione.

Tale unità si usa per esprimere le concentrazioni di inquinanti nelle acque.

Si fa notare che essendo in presenza di soluzioni molto diluite, si assume la densità delle soluz. in questione coincidente con la densità dell'acqua pura, da ciò la *corrispondenza* tra **ppm e mg/L**

$$\text{ppm} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{peso della soluzione}} \times 10^6$$

La densità di soluzioni acquose molto diluite è praticamente equivalente a 1,00 g/mL o 10^6 mg/L, perciò:

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg soluto}}{10^6 \text{ mg acqua}} = \frac{1 \text{ mg soluto}}{1 \text{ Litro soluzione}}$$

Per soluzioni ancora più diluite, si usa il **ppb**, parti per bilione, equivalente a ($\mu\text{g}/\text{L}$, microgrammi su litro) che similmente è:

$$\text{ppb} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{peso della soluzione}} \times 10^9$$

Cos'è l'idrolisi?; Come prevedere se i sali si idrolizzano.

La presente sezione è rivolta soprattutto alle classi dalle seconde alle quinte del nostro Istituto e riguarda la preparazione di soluzioni di sali.

IDROLISI dei SALI

Sciogliendo semplicemente un sale in acqua spesso avvengono delle vere e proprie reazioni chimiche, che danno luogo a soluzioni talvolta acide, altre volte basiche e raramente neutre.

La dissoluzione produce spesso dei precipitati ed il fenomeno si chiama **idrolisi**.

I sali di quasi tutti i metalli esclusi gli alcalini e gli alcalino-terrosi (Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) danno luogo ad idrolisi quando sciolti in acqua.

Naturalmente per la definizione stessa di –soluzione– non ci deve essere alcun precipitato perché una miscela sia una soluzione.

1)- Cos'è l'idrolisi?

E' una reazione di protolisi cioè una reazione tra un acido e una base in cui uno dei reagenti (Acido o base) è l'acqua.

In quale direzione si sposta un equilibrio idrolitico?

Come in tutte le protolisi, tendono sempre a formarsi l'acido più debole e la base più debole.

a)- Gli acidi aventi $K_a > 55,5$, reagiscono quasi completamente con la base acqua, cioè sono quasi totalmente idrolizzati, con formazione dell'acido coniugato H_3O^+ (idronio o idrossonio) e della base coniugata debole.

Lo ione *idronio* H_3O^+ è quindi *l'acido più forte che può esistere in una soluzione acquosa*.

Nelle soluzioni acquose degli acidi perclorico $HClO_4$, acidi alogenidrici, HCl , HBr , HI , acido solforico H_2SO_4 , acido nitrico HNO_3 , esiste quasi esclusivamente lo ione idronio H_3O^+ insieme alle loro basi coniugate ClO_4^- , Cl^- , Br^- , I^- , HSO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- .

2)- Le basi aventi $K_b < 1,8 \cdot 10^{-16}$, reagiscono quasi completamente con l'acido acqua, cioè sono quasi totalmente idrolizzate, con formazione della base coniugata OH^- e dell'acido

coniugato debole.

Lo ione idrossido OH⁻ è quindi la base più forte che possa esistere in una soluzione acquosa.

Gli idruri metallici (es. (NaH), gli ossidi alcalini e alcalino-terrosi (es. K₂O, CaO), le ammidi (es. NaNH₂, sodioammide), gli alcolati (es. sodio metilato CH₃ONa), reagiscono violentemente con l'acqua, formando lo ione idrossido, mentre si formano i loro acidi deboli coniugati.

Esempio

Il sodio idruro (NaH) reagisce con l'acqua sviluppando idrogeno:



Base forte acido forte base debole acido debole

3)- Tutti gli acidi e le basi le cui Ka (=costante acida) sono comprese tra 55,5 e 1,8*10⁻¹⁶, reagiscono parzialmente con la base acqua (o con l'acido acqua), cioè si idrolizzano parzialmente, stabilendosi equilibri più o meno spostati verso l'acido e la base più deboli.

Es. l'equilibrio:



Acido debole base debole acido forte base forte

È fortemente spostato a sinistra essendo l'acido cianidrico HCN più debole dello ione idronio H₃O⁺ e lo ione dei cianuri CN⁻ una base più forte della base acqua.

L'equilibrio:



È anch'esso fortemente spostato a sinistra, essendo l'ammoniaca NH₃ una base più debole dello ione idrossido OH⁻ e lo ione ammonio NH₄⁺ un acido più forte dell'acqua.

Come prevedere se i sali si idrolizzano

I sali di quasi tutti i metalli *esclusi* gli alcalini e gli alcalino-terrosi (Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) danno luogo ad idrolisi quando sciolti in acqua.

Ciò significa che in tutte le dissoluzioni dei sali degli altri elementi (dal titanio al ferro all'oro allo stagno al Pb ecc., coinvolgendo quasi tutta la tavola periodica), si avranno idrolisi acide con formazione di precipitati.

Per evitare tali formazioni è necessario alterare o “correggere” il pH “naturale” di tali soluzioni con opportune aggiunte di acidi.

Gli acidi da aggiungere sono, di regola, gli acidi da cui deriva il sale in oggetto, le quantità di acidi sono in relazione alla concentrazione del sale e dipendono dalla forza dell'acido di provenienza.

Per le soluzioni di comune uso di laboratorio nelle tabelle allegate al presente documento ci sono anche le quantità di acidi da aggiungere al semplice sale.

CONCENTRAZIONE MOLARE M o MOLARITÀ

E' un modo di esprimere la concentrazione proprio della chimica analitica e quindi non è di pertinenza degli ambienti tecnico e commerciali.

PREMESSA 1

La preparazione di soluzioni a data molarità è per definizione una concentrazione notevolmente precisa, infatti con queste soluzioni si eseguono analisi chimiche e cliniche come pure si eseguono operazioni "delicate".

Quindi tutte le operazioni di preparazione di queste soluzioni devono essere condotte in modo pulito.

I matracci sono strumenti di misura dei volumi notevolmente precisi, ma perché rimangano tali è necessario siano ben detersi, al loro interno ma anche al loro esterno, all'interno possono essere anche bagnati, all'esterno è bene siano asciutti. All'interno di un laboratorio didattico si reperiscono bagnati, si procederà sempre al loro risciacquo, prima con acqua di rete, indi con poca acqua deionizzata.

Per tutti coloro che non conoscono il concetto di mole si rimanda ai propri insegnanti e libri di testo, oppure al successivo paragrafo "considerazioni su la mole e massa molare".

PREMESSA 2

In tutti i calcoli che ricorrono alla mole sono ammessi arrotondamenti solo nei valori finali, normalmente in grammi o mol, non nei calcoli intermedi!

La molarità o concentrazione molare esprime il n° di moli (n) di soluto contenute in un litro di soluzione.

In altre parole: **La concentrazione molare è il rapporto tra la quantità di sostanza disciolta ed il volume della soluzione espresso in litri.**

$$M = \frac{\text{n soluto}}{\text{N° litri soluzione}} \quad [\text{mol/L}]$$

L'indicazione "n soluto" indica *il numero* di *moli* di soluto, la soluzione è costituita dal soluto più il solvente.

Si rammenta che la mole è l'unità di misura fondamentale, del S.I. , della grandezza chiamata "quantità di sostanza".

Definizione di mole:

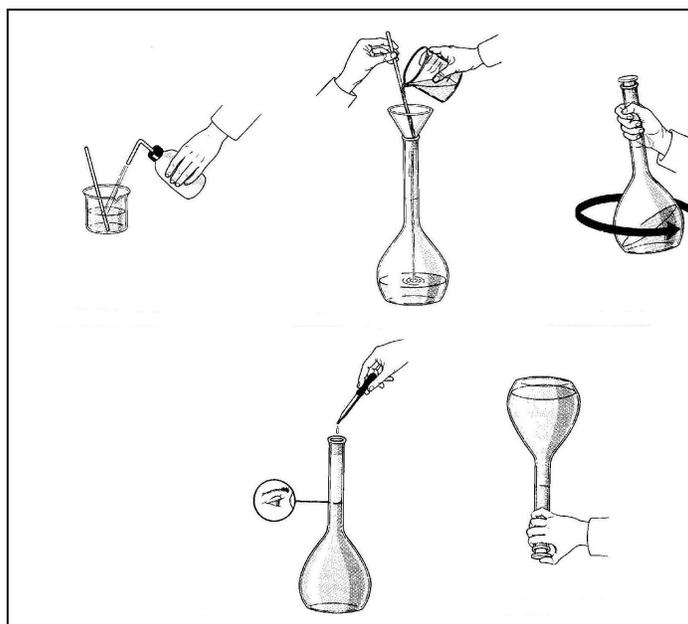
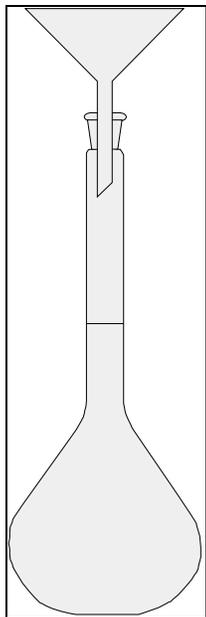
Una quantità in grammi di una qualsiasi specie elementare (o composto) pari al peso atomico dell'elemento (o al peso molecolare del composto) contiene un numero N_A di particelle, corrispondente ad una mole.

Soprattutto *nell'analisi clinica* sono diffuse notazioni che ricorrono al sottomultiplo mmol/L.

COME PREPARARE UNA SOLUZIONE A CONCENTRAZIONE MOLARE

Nel presente esempio si considera una soluzione ottenuta dalla dissoluzione di una generica sostanza solida nel solvente acqua.

1. Pesare precisamente, in un vetrino da orologio o all'interno di una navicella per pesate o all'interno di un becher la quantità di soluto calcolata;
2. Trasferire il soluto in un imbuto posto all'interno del matraccio tarato, con l'aiuto di una spruzzetta con puntale, usando deboli getti di acqua deionizzata, facendo attenzione a non creare schizzi che proietterebbero soluto altrove, tenere sollevato l'imbuto dal collo;
3. Sciacquare con cura l'interno dell'imbuto, anche dopo che non si vede più alcun granello di soluto, tenendolo sollevato dal collo del matraccio tarato;
4. Sciacquare con cura anche l'esterno dell'imbuto sempre posizionato all'interno del collo del matraccio, agitare di tanto in tanto il matraccio;
5. Aggiungere acqua deionizzata sino ad un livello solo vicino, (6 mm sotto vanno bene), all'unica tacca del matraccio tarato, quindi con estrema cura, "portare a volume", cioè raggiungere la tacca, ricorrendo ad una pipetta di Pasteur.
6. Tappare ed agitare bene il contenuto sino a dissoluzione totale, si rammenta che se ci fosse torbidità o solidi dispersi nel matraccio non si sarà in presenza di una soluzione!
7. Provvedete a scriver l'etichetta che riporti la formula o il nome del soluto, la concentrazione, la data di preparazione, (anche le soluzioni non sono eterne), eventualmente anche il cognome del preparatore.



CONSIDERAZIONI SU LA MOLE e MASSA MOLARE

In una reazione o in una formula chimica contano le moli, non i grammi!

Questa affermazione riguarda tutta la chimica, compresa la preparazione delle soluzioni a titolo "chimico".

Quasi sempre le soluzioni che si preparano sono destinate ad esser messe a reagire con altre sostanze in soluzione.

Inoltre, le quantità di sostanza che si manipolano in laboratorio non sono mai dell'ordine di pochi atomi o molecole, ma dell'ordine di grammi o loro sottomultipli (si tratta quindi di un numero enorme di atomi o molecole). È quindi utile individuare ed utilizzare una relazione che colleghi tali numeri ad una quantità misurabile come la massa.

Ricordiamo qui la definizione "canonica" di mole, unità di misura della quantità di sostanza:

MOLE simbolo: *mol*

1 mole è la quantità di materia di un sistema che contiene tante particelle (atomi, molecole, ioni, ecc.) quanti sono gli atomi contenuti in 0.012 kg (12 g) esatti di carbonio-12 (¹²C)

Quando si usa la mole, è necessario specificare sempre la natura delle entità che si vogliono enumerare, ad esempio: 1 mole di atomi di idrogeno, 1 mole di molecole d'acqua, 1 mole di ioni sodio.

$$\text{numero di moli} = \frac{\text{massa (in g) della sostanza}}{\text{massa (in g) di una mole (peso molecolare)}}$$

Il numero di particelle contenute in una mole di qualsiasi sostanza è detto costante di Avogadro o numero di Avogadro

$$N_A = 6.02213 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Quest'ultima scritta equivale a g/mol

MOLE E FORMULE CHIMICHE

ESEMPI

La formula molecolare dell'acqua è H₂O

1 molecola d'acqua contiene **2 atomi** di idrogeno ed **1 atomo** di ossigeno

1 mole di molecole d'acqua contiene (la scritta *NA* indica la cost. di Avogadro)

2 moli di atomi di H e **1 mole** di atomi di O

NA moli di molecole d'acqua contengono

2 NA moli di atomi di H e **NA moli** di atomi di O

Massa molare

La massa di una mole di atomi o di molecole si dice **massa molare** (MM) ed è espressa in grammi/mol è numericamente uguale al suo PA, PM, PF. (peso atomico, peso molecolare e peso formula).

con altre parole

Una quantità in grammi di una qualsiasi specie elementare (o composto) pari al peso atomico dell'elemento (o al peso molecolare del composto) contiene un numero *NA* di particelle, corrispondente ad una mole.

ESEMPI

Le masse atomiche, da cui si ricavano le masse molecolari, si trovano nella tavola periodica degli elementi che è bene aver sottomano per l'esecuzione di questi problemi.

- Idrogeno (H) PA = 1.008 u MM=1.008 g mol⁻¹ **Quest'ultima scritta equivale a g/mol**

- Acqua (H₂O) PM = 18.016 u MM = 18.016 g mol⁻¹

- 1 mole di H₂O= PM H₂O= 1.008 x 2 + 16.000= 18.008 g mol⁻¹

- Calcolare il peso formula del cloruro di calcio (CaCl₂) e la massa di una sua mole:

$$PF(\text{CaCl}_2) = 1 \times PA(\text{Ca}) + 2 \times PA(\text{Cl}) = 1 \times 40.08 \text{ u} + 2 \times 35.45 \text{ u} = 110.98 \text{ u}$$

La massa di una mole di CaCl₂ vale quindi 110.98 g

Esercizio svolto 1

1) Per preparare 1 litro di soluz. 0,1 M di KCl, quanti g del sale sono necessari?

PM di KCl = 74,55 u

1. Un litro di soluz. 0,1 M contiene 0,1 moli di soluto
2. Trasformare le moli di soluto in grammi:

$$0,1 \text{ mol} * 74,55 \text{ g/mol} = 7,455 \text{ g di KCl}$$

Per preparare 1 litro di soluz. 0,1M di KCl sono necessari 7,455 g di KCl; se la bilancia che si ha a disposizione ha solo sensibilità al centesimo di grammo il valore verrà arrotondato a 7,46 g.

Esercizio svolto 2

Quanti g di NaCl sono necessari per preparare 250 mL di soluz. 0,12 M?

PM NaCl = 58,44 u

Un litro di soluz. 0,12 M contiene 0,12 moli di soluto.

Si Calcola il numero di moli in 250 mL di soluz. con la seguente proporzione:

$$0,12 \text{ mol} : 1000\text{mL} = x : 250 \text{ mL}$$

da cui si ricava

$$x = 0,03 \text{ mol di NaCl}$$

Trasformare le moli i grammi: $0,03 \text{ mol} * 58,44 \text{ g/mol} = 1,753 \text{ g}$

1,753 g di NaCl devono essere portati “a volume”, in questo caso di 250 mL, con H₂O deionizzata o distillata in un matraccio tarato.

Esercizio svolto 3

Calcolare il numero di moli di HCl presenti in 50,5 mL di una soluzione 1,5M dello stesso composto.

Si moltiplica la molarità per il volume espresso in litri:

$$0,0505 \text{ L} * 1,5 \text{ mol/L} = 0,076 \text{ mol}$$

Se invece si moltiplica la molarità per il volume espresso in mL si ottengono le *millimoli* di cui si è già accennato, in questo caso 76 mmol.

FRAZIONE MOLARE

La frazione molare è un modo di esprimere la concentrazione abbastanza immediato per tutti coloro che conoscono bene il concetto di frazione in matematica.

E' il rapporto tra le moli di un componente e le moli totali di una miscela di sostanze.

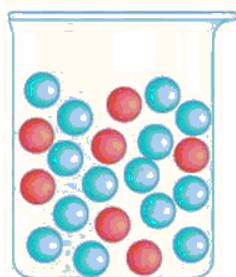
1 **Frazione molare: esprime il rapporto tra il numero di moli di una sostanza e il numero di moli totali di tutte le sostanze della miscela; si indica con x (adimensionale).**

Se è possibile è bene indicare la frazione molare con il simbolo χ

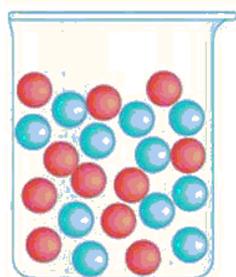
$$\chi_a = \frac{n_a}{n_a + n_b} \qquad \chi_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

Si fa osservare che in una soluzione la somma delle frazioni molari dei componenti è uguale a uno:

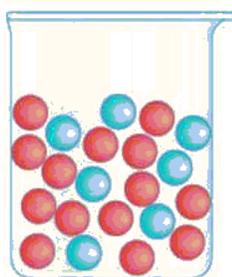
$$\chi_a + \chi_b + \dots = 1$$



$$x = 1/3$$



$$x = 1/2$$



$$x = 2/3$$

Nei disegni a fianco il numero delle palline non è in reale rapporto con le frazioni riportate, ma ha solo intento esemplificativo.

Composto etanolo
Composto acqua



PREPARAZIONE DI SOLUZIONI PER DILUIZIONE

ESEMPIO DI DILUIZIONE

Quanti cc. bisogna prelevare da una soluz. 1M di CuSO₄, per preparare 100 cc. di una soluz. che sia 0,2 M ?

Partiamo dalla constatazione che il n° di moli di soluto prelevate dalla prima soluz. è lo stesso sia prima che dopo la diluizione e dalla seguente eguaglianza, ricavata dalla definizione di Molarità:

$$\text{Molarità} = \frac{\text{n° moli di soluto}}{\text{n° litri di soluz.}}$$

quindi moli di soluto = Molarità * litri di soluz.

A seguito della diluizione il volume cambia da V₁ a V₂ e la molarità da M₁ a M₂, mentre viene rispettata l'uguaglianza:

$$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$$

Questa uguaglianza, applicata all'esempio proposto, permette di calcolare V₁:

$$V_1 = \frac{M_2 * V_2}{M_1} = \frac{0,2M * 0,1 L}{1 M} = 0,02 \text{ litri} = 20 \text{ cc.}$$

Modalità di diluizione

Nel caso in questione bisogna:

1. Procurarsi un matraccio tarato della capacità di 100 cc, di una pipetta tarata da 20 cc e di una propipetta.
2. Trattandosi di soluzioni acquose non è necessario che il matraccio sia asciutto, basta sia pulito e che l'ultimo risciacquo sia eseguito con poca acqua deionizzata o distillata.
3. (Per l'uso delle pipette seguire le istruzioni dell'insegnante); con la pipetta da 20 cc asciutta o avvinata prelevare esattamente tale volume dalla soluzione a concentrazione maggiore e versarli dentro al matraccio da 100 cc;
4. Portare esattamente a volume, agitare ed etichettare come già indicato nella sezione ...

Ove fosse richiesta una minor precisione nella preparazione della soluzione si potrebbero usare un cilindro graduato o due al posto del matraccio e della pipetta tarata.

CONCENTRAZIONE NORMALE N O NORMALITÀ

E' una concentrazione di esclusiva pertinenza chimica, e precisamente della chimica analitica.

Si ricorre a questo tipo di concentrazione per eseguire analisi che spaziano dalla certificazione della acidità di un olio di oliva , alle analisi di campioni di acciaio o di acqua.

La **normalità** è un modo di esprimere la concentrazione che **richiede** la conoscenza della stechiometria della reazione in cui si usa il reattivo stesso.

In altri termini occorre conoscere la equazione della reazione che si attuerà.

Non c'è possibilità di confusione nel definire la normalità di una soluz. di HCl perché tale soluto reagisce sempre in un unico modo come reagente volumetrico.

Invece nella preparazione di una soluz. 0,02N di KMnO_4 è necessario conoscere esattamente la stechiometria della reazione per cui si usa.

Normalità: Esprime il numero di equivalenti (eq) di soluto contenuti in un litro di soluz. oppure il numero di milliequivalenti (meq) di soluto su mL di soluzione.

Il concetto di *numero di equivalenti* è abbastanza complesso per molti studenti non direttamente interessati all'argomento per cui non lo si affronta in questa sede.

Per la preparazione delle soluzioni a data normalità, dopo aver conosciuto la reazione che si attuerà con la soluzione in oggetto, aver eseguito i calcoli, si eseguiranno le stesse modalità di preparazione indicate per la preparazione delle soluzioni a concentrazione molare.

CONCENTRAZIONE MOLALE O MOLALITÀ m

E' un modo di esprimere la concentrazione di pertinenza della chimica-fisica.

E' interessante osservare che è il modo più preciso per indicare una concentrazione, visto che è l'unico disgiunto dalla grandezza –volume-, grandezza sempre soggetta al fenomeno –dilatazione-.

$$m = \frac{\text{n soluto}}{\text{n° chili di solvente}} \quad [\text{mol/kg}]$$

La molalità esprime il numero di moli di soluto disciolti in un chilo di solvente.

Si fa osservare che 2 soluzioni di uguale molalità, realizzate con lo stesso solvente, hanno lo stesso rapporto tra molecole di soluto e molecole di solvente.

La molalità si indica con m .

Per la preparazione:

1. si calcolano e pesano esattamente le masse delle sostanze necessarie;
2. si travasano le suddette masse in un recipiente, (non necessariamente un matraccio) pulito ed asciutto;
3. si aggiunge la massa esatta di un chilogrammo di solvente.

ESERCIZI PROPOSTI

1. Determina quale volume di alcol etilico è contenuto in una bottiglia da 75 cL di vino bianco avente grado alcolico pari a 11% v/v
2. Calcola quanti grammi di soluto sono contenuti in 250 g di una soluzione al 33,5% p/p.
3. Si sono utilizzati 18 mL di soluto per preparare 250 mL di soluzione. Calcola la concentrazione espressa in volume %.
4. Si prepara una soluzione idroalcolica aggiungendo 80 mL di alcol etilico a 200 mL di acqua, ottenendo un volume finale di 270 mL. Calcola la concentrazione della soluzione, espressa come percentuale in volume (%v/v).
5. Si sciolgono 2,40 g di KOH in 247,60 g di acqua. Calcola la concentrazione della soluzione:
6. espressa come percentuale in massa;
7. Esprimi la quantità di sostanza in millimoli, nei seguenti casi:

12,5 mL di soluzione di HCl 0,120 M;
0,250 L di soluzione di HNO₃ 0,0250 M;
20,0 mL di una soluzione 2 M di NH₃;
4,00 g di NaOH (MM = 40,00 g. mol⁻¹);
50,0 g di Fe (MM = 55,85 g. mol⁻¹);
200 mg di Na₂CO₃ (MM = 105,99 g. mol⁻¹).

8. 100 mL di una soluzione di HNO₃, avente densità pari a 1,70 g. mL⁻¹, contengono 13,53 g di soluto. Calcola la molarità di tale soluzione.
9. (MM NaOH = 40,00 g. mol⁻¹)
10. Calcola quanto KOH solido (MM = 56,11 g. mol⁻¹, puro all'85,0 %) è necessario per preparare 2 L di una soluzione 0,120 M.
11. Quanto si deve diluire una soluzione 2,4 M di HNO₃ affinché la concentrazione risulti 0,3 M?
12. Calcola quanti millilitri di una soluzione 4,445 M di acido nitrico bisogna trasferire in un matraccio da 500 mL per ottenere, aggiungendo acqua deionizzata fino alla tacca indicata, una soluzione 0,250 M.

ESERCIZI RISOLTI

Data una soluzione 0,875 M di acido nitrico (= HNO_3), esprimerne la concentrazione come percentuale m/v.

SVOLGIMENTO:

Ricordando che:

$$\% \text{ m/v} = \text{g di SLT contenuti in } 100 \text{ cm}^3 \text{ di SLZ}$$

$$\text{Molarità} = \text{mol di SLT contenute in } 1 \text{ dm}^3 \text{ di SLZ}$$

$$= \text{mol di SLT contenute in } 1000 \text{ cm}^3 \text{ di SLZ}$$

una soluzione 0,875 M di HNO_3

contiene 0,875 mol di HNO_3 in 1000 cm^3 di SLZ

o anche: 0,0875 mol di HNO_3 in 100 cm^3 di SLZ

per ricavare la concentrazione espressa in percentuale m/v occorrerà quindi calcolare a quanti g di HNO_3 corrispondono 0,0875 mol di questo composto

determiniamo la massa molare di HNO_3

1 atomo di H =	$1 \times 1,008 =$	$1,008 +$
1 atomo di N =	$1 \times 14,01 =$	$14,01 +$
3 atomi di O =	$3 \times 16,00 =$	$48,00 =$

$$63,018 \text{ arrotondato a } 63,0 \text{ g mol}^{-1}$$

calcoliamo quanti g di HNO_3 corrispondono a 0,0875 mol

$$1 \text{ mol} : 63,0 \text{ g} = 0,0875 \text{ mol} : x$$

$$x = \frac{63,0 \text{ g} \cdot 0,0875 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 5,51 \text{ g}$$

la concentrazione della soluzione è pari quindi al 5,51 % m/v

Per una veloce preparazione di molte delle soluzioni di uso analitico e didattico si riportano alcune tabelle utili, le concentrazioni ottenute non sono precisissime!

ACIDI E BASI DILUITI

SOSTANZA	CONCENTRAZIONE	ISTRUZIONI	NOTE
Ac. Acetico	6M	Mescolare 1 volume di ac. acetico glaciale (17M) con 2 volumi di acqua.	È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.
Ac. cloridrico	6M	Mescolare 1 volume di HCl concentrato con 1 vol di acqua	OPERARE SOTTO CAPP A È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.
Ac. Cloridrico	2M	Mescolare 1 volume di HCl concentrato (12M) con 5 vol di acqua.	OPERARE SOTTO CAPP A È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.
Ac. Nitrico	6M	Mescolare 1 volume di HNO ₃ concentrazione (16M) con 1,7 vol. di H ₂ O	OPERARE SOTTO CAPP A È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.
Ac. Solforico	3M	Aggiungere 1 volume di H ₂ SO ₄ concentrazione (18M) a 5 vol. di H ₂ O	L'ordine deve essere sempre acido nell'acqua! Porre il flacone contenente la soluzione all'interno di recipiente più ampio raffreddato da acqua corrente o ghiaccio.
Idrossido di ammonio (ammoniaca soluzione)	3M	Mescolare 1 volume di idrossido di ammonio (15M) con 4 volumi di acqua.	OPERARE SOTTO CAPP A È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.
Idrossido di sodio NaOH	2M	Sciogliere 82 g di NaOH solida (97%) in acqua e portare a litro.	OPERARE SOTTO CAPP A È' consigliato indossare occhiali e guanti protettivi.

REAGENTI CONCENTRATI

La dicitura "reagenti concentrati" è tecnico-commerciale e si riferisce a reagenti prodotti a livello industriale ad elevata concentrazione; esistono comunque anche concentrazioni superiori a quelle riportate.

Reagente	Concentrazione %	Densità [g/mL]
Idrossido di ammonio	28-32	0,882-0,886
Ac. Cloridrico	36-37	1,19
Ac. Nitrico	65-70	1,38-1,40
Ac. Solforico	95-98	1.83-1,84
Ac. Fosforico	85	1,7

REAGENTI GENERALI

REAGENTE	CONCENTRAZIONE	SOLUTO	MASSA MOLECOLARE	MASSA SOLUTO GRAMMI/L	ISTRUZIONI
Acido ossalico	1M	(COOH) ₂ *2H ₂ O	126	125	
Ammonio nitrato	1M	NH ₄ NO ₃	80,0434	80 g	
Ammonio solfato	0,25M	(NH ₄) ₂ SO ₄	132,140	132	
Argento nitrato	0,1M	AgNO ₃	170	17	
Argento nitrato	0,5 M		169,8731	85	
Bario cloruro	1 M	BaCl ₂ *2H ₂ O	244,28	244,28	
Bario idrato	0,2 M	Ba(OH) ₂	315,48	63	Filtrare sempre la soluz. prima di usarla.
Bario nitrato	0,2 M	Ba(NO ₃) ₂	261,35	52,27	
Dimetilglossima o diacetidiossima	1%		116,12	10	Sciogliere 10 g del solido in 1L di alcole 95°
Ferro cloruro -ico	0,5 M	FeCl ₃ *6H ₂ O	270	135	Aggiungere il sale a 100 cc di HCl 6M, portare a Litro.
Ferro cloruro -ico	3%	“	270,296	30	Aggiungere il sale a 100 cc di HCl 6M, portare a Litro.
Ferro solfato -oso	1 M	FeSO ₄ *7H ₂ O	278,05	278	Aggiungere 10 cc di ac. Solforico concentrato per litro. Prepararlo solo poco prima dell'uso, dura 1 settimana.
Ferro solfato -ico		Fe ₂ (SO ₄) ₃	400		v. Ferro solfato -oso
Iodio soluzione acquosa	0,1 M	KI e I ₂ : I ₃ ⁻		25	Sciogliere il KI in 80 cc di acqua e aggiungere iodio finchè si scioglie, indi a 1L.
Piombo acetato	0,5 M	Pb(C ₂ H ₃ O ₂) ₂	379,33	190	Aggiungere 10 cc di ac. Acetico glaciale per L
Piombo nitrato	1M	Pb(NO ₃) ₂	331	331	Il solido vien disciolto in (200 cc H ₂ O+ 10 cc HNO ₃), indi a Litro
Potassio cromato	0,5 M		194,1903	97	
Potassio ioduro	1M	KI	166	166	
Potassio nitrato	3M		101,1	303	
Potassio permanganato	0,01M		158,0339		
Potassio permanganato	0,1M		“		
Potassio tiocianato o solfocianuro	1M	KSCN	97,181	97 g	
Rame solfato pentaidrato	1M	CuSO ₄ *5H ₂ O		249,6 g	
Zinco nitrato	1M		297,47	297	Vedi prep. del piombo nitrato

BIBLIOGRAFIA

Brady-Holum: **Fondamenti di Chimica**, Zanichelli, Bologna 1994.

P. Nylén- N. Wigren – Stechiometria- CEDAM PADOVA 1966

Pistarà P.: **CHIMICA**, ED. ATLAS, BERGAMO 1992

Post Baracchi A., Tagliabue A. **CHIMICA Progetto modulare** Lattes Torino 2003

Smoot R., Smith R., Price J.: **Chimica**, Mc GrawHill, Milano 1999

<http://www.forlano.it/> nei link contenuti all'interno del sito si trovano pure vari esercizi.