

# Richiami di Chimica

## DENSITA'

La densità è una grandezza fisica che indica la massa, di una sostanza o di un corpo, contenuta nell'unità di volume; è data dal rapporto:

$$d = \text{massa} / \text{volume}$$

unità di misura S.I.  $\text{Kg m}^{-3}$

Questa grandezza viene definita **densità assoluta (d)** o massa specifica per distinguerla dalla **densità relativa ( $d_{rel}$ )** che è espressa dal rapporto:

$$d_{rel} = \text{densità sostanza in esame} / \text{densità sostanza campione}$$

-La densità relativa è un numero puro

-La densità assoluta e relativa sono grandezze caratteristiche di ogni sostanza

-Il valore della densità, sia assoluta che relativa, dipende sensibilmente dalla temperatura

N.B. si deve sempre specificare a che temperatura è stata eseguita la determinazione della densità

$d^t$  **densità assoluta** alla temperatura  $t$

$d^t_{t_0}$  **densità relativa** in cui  $t$  indica la temperatura scelta per la densità della sostanza e  $t_0$  la temperatura scelta per la densità del liquido di riferimento.

## SOLUZIONI E LORO CONCENTRAZIONE - DILUIZIONI

*Le soluzioni sono miscele di sostanze le cui specie elementari, generalmente ioni e molecole, risultano distribuite in maniera omogenea.*

- ogni porzione di una soluzione possiede le stesse proprietà chimico-fisiche
- una soluzione è costituita da un **solvente** e da uno o più **soluti**
- quando si usa o si prepara una soluzione si deve necessariamente conoscere la sua **concentrazione**.

***Solvente:*** è il componente che si trova in maggiore quantità, generalmente è l'acqua;

***Soluto:*** può essere un solido, un liquido o un gas ed è il componente che si trova in quantità minore;

***Concentrazione di una soluzione:*** è la quantità di soluto (massa o volume) presente in una precisa quantità di solvente o di soluzione (massa o volume);

## DEFINIZIONE DI CONCENTRAZIONE:

### Unità fisiche

**-Percento in peso:** indicato con %, esprime la *massa in grammi di soluto presente in 100 g di soluzione*.

$$\% = (m_{\text{soluto}}/m_{\text{soluzione}}) \times 100$$

dove  $m_{\text{soluzione}}$  è  $m_{\text{solvente}} + m_{\text{soluto}}$

Usato soprattutto per indicare la concentrazione delle soluzioni dei reagenti che si trovano in commercio.

**-Percento in volume:** % V, esprime il *volume in ml di soluto contenuto in 100 ml di soluzione*.

$$\% = (V_{\text{soluto}}/V_{\text{soluzione}}) \times 100$$

Usato soprattutto per soluzioni in cui sia il soluto che il solvente si trovano allo stato liquido, es: il grado alcolico del vino.

**-Percento massa/volume:** % m/V, esprime la quantità di *massa in grammi di soluto presente in 100 ml di soluzione*.

$$\% = (m_{\text{soluto}}/V_{\text{soluzione}}) \times 100$$

Molto usato per le soluzioni adoperate nelle analisi di laboratorio.

## Esercizi

1. Una soluzione viene ottenuta solubilizzando 20,5 g di solfato di sodio in 78,9 g di acqua. Calcolare il percento in peso.

Soluzione:  $m_{\text{soluzione}} = m_{\text{solvente}} + m_{\text{soluto}} = 20,5 \text{ g} + 78,9 \text{ g} = 99,4 \text{ g}$

$$\% = (m_{\text{soluto}} / m_{\text{soluzione}}) \times 100 = (20,5 \text{ g} / 99,4 \text{ g}) \times 100 = 20,6 \%$$

2. 10,8 g di idrossido di bario vengono sciolti in acqua e portati a volume in un matraccio tarato da 250 ml. Calcolare il percento massa/volume.

Soluzione:  $\% \text{ m/V} = (m_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione}}) \times 100 = (10,8 \text{ g} / 250 \text{ ml}) \times 100 = 4,32\%$

## DEFINIZIONE DI CONCENTRAZIONE:

### Unità chimiche

**-Molarità:** indicata con  $M$ , esprime il *numero di moli di soluto contenuti in un litro di soluzione*.

$$M = m \text{ (g)} / (\text{PM (g mol}^{-1}\text{)} \times V \text{ (ml)}) \quad \text{e anche} \quad M \times V = m / \text{PM}$$

La seconda relazione è molto utile perché dimostra che il numero di moli di una sostanza può essere ricavato in due modi:

- eseguendo il rapporto tra la massa  $m$  e la massa di una mole  $\text{PM}$
- Moltiplicando la molarità  $M$  per il volume della soluzione  $V$ .

**-Molalità:** indicata con  $m$ , esprime il *numero di moli di soluto presenti in un kg di solvente*.

$$m = m_{\text{soluto}} / (\text{PM} \times m_{\text{solvente}}) \quad \text{dove } m_{\text{solvente}} : \text{massa del solvente in kg}$$
$$m_{\text{soluto}} : \text{massa del soluto in g}$$

**- Normalità:** indicata con  $N$ , esprime il *numero di equivalenti di soluto contenuti in un litro di soluzione*.

**-Equivalenti di ossidanti e riducenti:** si definisce equivalente o grammo-equivalente di una *sostanza ossidante* la quantità di sostanza in g che acquista un numero di Avogadro di elettroni, e di una *sostanza riducente* la quantità di sostanza in g che cede un numero di Avogadro di elettroni.

**-Equivalenti di acidi e di basi:** si definisce equivalente o grammo-equivalente di una sostanza acida una quantità di sostanza, espressa in g, che in soluzione acquosa produce un numero di Avogadro di protoni  $H^+$ , o meglio di  $H_3O^+$ ; si definisce equivalente o grammo-equivalente di una sostanza basica una quantità di sostanza, espressa in g, che in soluzione acquosa produce un numero di Avogadro di ioni ossidrile  $OH^-$ .

*In pratica: per calcolare il grammo equivalente di un acido o di una base bisogna dividere la massa molare della sostanza (PM) per il numero di ioni  $H^+$  o  $OH^-$  che vengono prodotti nella reazione.*

**-Numero di equivalenti:** dalle definizioni viste si può dedurre che esiste un rapporto tra il grammo-equivalente e la mole perciò si ha:

$$neq = m(g) / Peq (g/eq) \quad \text{e anche} \quad m (g) = neq \times Peq (g/eq)$$

Riunendo i concetti di Normalità e equivalenti si ha che:

$$N = m / (Peq \times V) \quad \text{ed anche} \quad m/Peq = N \times V$$

**Diluizioni.** Le soluzioni diluite possono essere preparate da soluzioni concentrate. Un certo volume o una certa massa della soluzione concentrata sono trasferiti in un matraccio tarato e diluiti con il solvente fino a volume richiesto. Il numero di moli di reagente contenute in  $V$  litri di soluzione a concentrazione  $M$  moli per litro è dato dal prodotto  $M \times V = \text{mol}$ . Quando una soluzione viene diluita, il numero di moli di soluto resta invariato.

Possiamo quindi uguagliare il numero di moli contenute nella soluzione concentrata (conc) e nella soluzione diluita (dil):

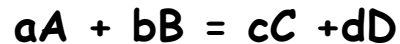
**Formula delle diluizioni**

$$M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$$



## EQUILIBRIO CHIMICO

Una reazione chimica è all'equilibrio quando le attività delle diverse specie coinvolte non variano nel tempo. Es:



Per una reazione, mantenendo costante la temperatura, si ha:

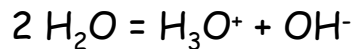
*Il rapporto tra il prodotto della concentrazione dei prodotti e il prodotto della concentrazione dei reagenti, ciascuna concentrazione elevata al rispettivo coefficiente stechiometrico della reazione bilanciata, è uguale ad una costante.*

$$K_{eq} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b \quad \text{legge di azione di massa}$$

## EQUILIBRIO IN SOLUZIONE

*Teoria degli acidi:* secondo Arrhenius, acido è la specie chimica che in acqua cede ioni idrogeno, base quella che libera ioni OH<sup>-</sup>; secondo Bronsted, acido è la specie chimica che cede protoni e base quella che li acquista; secondo Lewis, acido è la specie che acquista doppietti elettronici e base quella che li cede.

*Autoprotolisi dell'acqua:* l'acqua ha una debole reazione di ionizzazione per cui si ha



A 25°C per l'equilibrio si ha la costante :

$$K_{eq} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$$

Tenendo presente che 1l di acqua ha: 1000 g/18 g mol<sup>-1</sup>= 55 mol/l di H<sub>2</sub>O

e che [H<sup>+</sup>]=[OH<sup>-</sup>]= 1,0 × 10<sup>-7</sup> mol/l, si ha anche:

$$K_{eq} = (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l} \times 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}) / (55 \text{ mol/l} - 1,0 \times 10^{-7})$$

Trascurando il valore sottrattivo al denominatore si ha:

$K_{eq} = (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l})^2 / 55 \text{ mol/l} = 1,8 \times 10^{-16} \text{ mol/l}$  da cui, considerando costante la concentrazione dell'acqua si ha, a 25°C:

$$K_{eq} = K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l})^2 = 1,0 \times 10^{-14} (\text{mol/l})^2$$

La **K<sub>w</sub>** viene indicata come prodotto ionico dell'acqua ed è costante a temperatura costante.

## **pH e pOH**

Dato che la concentrazione idrogenionica di una soluzione viene espressa come valori di ordine di grandezza molto diversi e piccoli, si preferisce esprimere tali valori in termini di pH, definendo il pH come il logaritmo in base 10 dell'inverso della concentrazione idrogenionica.

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

Applicando il logaritmo al  $K_w$  si ha:

$$\text{Log } K_w = \log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-], \text{ a } 25^\circ\text{C si ha } \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Nell'acqua pura risulta, essendo  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$ :

$$\text{pH} = -\log 1,0 \times 10^{-7} = 7 \text{ e analogamente } \text{pOH} = 7$$

Quindi : **pH = 7 soluzioni neutre**

**pH > 7 soluzioni basiche**

**pH < 7 soluzioni acide**

## Esercizi

1. Calcolare la molarità di una soluzione contenente 25,5 g di acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (PM=98,08) in 300 ml di soluzione.

Soluzione:

Calcolo il numero di moli di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in 300 ml:

$$n \text{H}_2\text{SO}_4 = m \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{PM} \text{H}_2\text{SO}_4 = 25,5 \text{ g} / 98,08 \text{ g mol}^{-1} = 0,260 \text{ mol}$$

Determino poi la molarità dividendo per il volume, in litri:

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = n \text{H}_2\text{SO}_4 / V_{\text{sol}} = 0,260 \text{ mol} / 0,300 \text{ l} = 0,867 \text{ mol l}^{-1}$$

## ANALISI VOLUMETRICA

L'analisi volumetrica comprende tutti quei metodi analitici in cui la quantità della specie cercata viene determinata misurando il volume di una soluzione a concentrazione nota, richiesto per reagire quantitativamente con la soluzione della sostanza in esame.

**Titolazione:** è il procedimento di aggiunta graduale di titolante alla soluzione in esame per mezzo di una buretta.

**Titolante:** reagente a concentrazione nota o soluzione standard.

**Titolato:** è la soluzione a concentrazione incognita presa in esame.

**Punto equivalente:** è il punto finale della titolazione, determinato mediante la variazione di una grandezza fisica che il titolato ha in coincidenza o in prossimità del punto di equivalenza.

**Indicatore:** sostanza che, presentando un cambiamento di colore in vicinanza al punto equivalente, permettono di stabilire il punto finale di una titolazione.

**Titolazione di neutralizzazione:** in cui si ha la combinazione di ioni idrogeno e ioni ossidrili per formare acqua.

**Titolazione redox:** in cui si ha un trasferimento di elettroni tra le specie reagenti. Le soluzioni titolanti si comportano da riducenti o da ossidanti.

**Titolazioni dirette:** aggiunta diretta del titolante alla soluzione da titolare fino al punto finale.

**Titolazioni inverse:** aggiunta del titolato al titolante del quale conosco già il volume in partenza.

**Curva di titolazione:** grafico che rappresenta l'andamento di una titolazione (sulle ascisse il volume di titolante aggiunto e sulle ordinate il logaritmo della concentrazione della specie titolata o di una grandezza ad essa proporzionale).

**COSA SERVE PER UNA TITOLAZIONE**

## CALCOLI NELL'ANALISI VOLUMETRICA

Generalmente la concentrazione si esprime come NORMALITA' (eq/l).

Al punto di equivalenza di qualsiasi titolazione il numero di equivalenti della sostanza da titolare,  $N' \text{ (eq/l)} \times V \text{ (l)}$ , è uguale al numero di equivalenti della soluzione standard o titolante,  $N \text{ (eq/l)} \times V' \text{ (l)}$ ; pertanto si ha:

$$V \times N = V' \times N'$$

Il peso in grammi della specie titolata si ricava dalla seguente relazione:

$$g / PE \text{ (g/eq)} = V \text{ (l)} \times N \text{ (eq/l)}$$

dove  $V$  sono i litri del titolante usato

$N$  è la normalità del titolante usato

## PREPARAZIONE DI SOLUZIONI STANDARD

Le soluzioni standard si possono preparare per pesata o per diluizione ed ottengo:

- a) **Soluzioni a titolo esattamente noto:** devo disporre di uno standard primario o di sostanze madri;
- b) **Soluzioni a titolo approssimato** da standardizzare successivamente con una soluzione a concentrazione nota. I calcoli si basano sul principio che al punto di equivalenza gli equivalenti di titolante sono uguali a quelli dell'analita e da qui si risale alla quantità del componente in esame.

### Esercizio

Devo preparare 1 l di una soluzione di NaOH 0,1 N e devo verificare il titolo con una soluzione standard di HCl.