

# ES. DA SVOLGERE A LEZIONE su DILUIZIONI - Testo

## Esercizio 1

A quale volume bisogna portare 10 mL di HCl 6 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

## Esercizio 2

505 mL di una soluzione 0.125 M di HCl sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

## Esercizio 3

Quanti mL di HCl concentrato (38.3%;  $d=1.19$  g/mL) bisogna prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 0.220 M dell'acido?

## Esercizio 4

Si calcoli quale volume di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  (69.8 %;  $d = 1.42$  g/cm<sup>3</sup>) e di acqua bisogna mescolare per preparare 1000 cm<sup>3</sup> di una soluzione 0.200 M di acido nitrico (supporre che i volumi siano additivi)

# ES. DA SVOLGERE A LEZIONE su DILUIZIONI - **Svolgimento**

## **Esercizio 1**

A quale volume bisogna portare 10 mL di HCl 6 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

Svolgimento:

La diluizione di una soluzione comporta l'aggiunta di solvente alla soluzione in modo da portare il valore della sua **concentrazione da un valore iniziale  $M_i$  ad un valore finale  $M_f$ .**

Per determinare a quale  $V$  finale dobbiamo portare la soluzione, si consideri che **con la diluizione la quantità di soluto resta invariata** quindi le **moli di soluto prima della diluizione ( $n_i$ )** sono le stesse delle **moli dopo la diluizione ( $n_f$ )**.

Quindi:  **$M_i V_i = M_f V_f$**

( $M_i \cdot V_i =$  moli di soluto prima della diluiz.;  $M_f \cdot V_f =$  moli di soluto dopo la diluiz.)

**$$V_f = M_i V_i / M_f$$**

Sostituendo i dati in nostro possesso si ha:  $V_f = 6 \cdot 10 / 0.5 = 120 \text{ mL} = 0.120 \text{ L}$

**Quindi il volume finale della soluzione deve essere di 120 mL.**

# ES. DA SVOLGERE A LEZIONE su DILUIZIONI - **Svolgimento**

## **Esercizio 2**

505 mL di una soluzione 0.125 M di HCl sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

### Svolgimento:

Si applica sempre la formula:  $M_i V_i = M_f V_f$  in cui:

$M_i$  = molarità iniziale della soluzione, prima della diluizione;

$M_f$  = molarità finale della soluzione, dopo la diluizione;

$V_i$  = volume iniziale della soluzione, prima della diluizione;

$V_f$  = volume finale della soluzione, dopo la diluizione.

Poiché:  $M_i = 0.125 \text{ M}$ ;  $M_f = 0.100 \text{ M}$   $V_i = 505 \text{ mL}$   $V_f = ?$

E dalla formula si ha che:  $V_f = (M_i \cdot V_i) / M_f$

$V_f = (0.125 \cdot 505) / 0.100 = 631.25 \text{ mL}$

Quindi, per ottenere la soluzione 0.100 M, i 505 mL di soluzione devono essere portati a 631.25 mL.

**Il volume di acqua da aggiungere è quindi:**

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_f - V_i = 631.25 - 505 = 126.25 \text{ mL}$$

# ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

## Esercizio 3 – svolgimento a

Quanti ml di HCl concentrato (38.3 %;  $d = 1.19 \text{ g/mL}$ ) bisogna prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 0.220 M dell'acido?

### Svolgimento a

Determiniamo il numero di moli di HCl:  $n = M \cdot V = 0.220 \text{ mol/L} \cdot 0.5 \text{ L} = 0.11 \text{ mol}$

Determiniamo a quanti grammi corrispondono 0.11 moli di HCl (**PM 36.45 g/mol**)

$$g = n \cdot M_m = 0,11 \cdot 36.45 \text{ g/mol} = 4.01 \text{ g}$$

Questa quantità in g di soluto deve essere prelevata dalla soluzione al 38.3 %.

Dalla definizione di percentuale in massa risulta che una concentrazione del 38.3 % contiene 38.3 g di soluto in 100 grammi di soluzione.

Mediante una proporzione è possibile determinare i g di soluzione da prelevare:

$$38.3 : 100 = 4.01 : X$$

da cui:  $X = (4.01 \cdot 100) / 38.3 = 10.47 \text{ g}$  di soluzione.

Utilizzando il **valore della densità** è possibile determinare il volume della soluzione da prelevare:  $V = m / d = 10.47 \text{ g} / (1.19 \text{ g/mL}) = 8.80 \text{ mL}$

**Quindi il volume di HCl concentrato da prelevare è di 8.80 mL.**

# ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

## Esercizio 3 – svolgimento b

Quanti ml di HCl concentrato (38.3 %;  $d = 1.19 \text{ g/mL}$ ) bisogna prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 0.220 M dell'acido? (PM HCl = 36.46 g/mol)

### Svolgimento b

Determiniamo la **molarità della soluzione di HCl concentrato usando la densità** 1.19 g/mL significa che ci sono 1.19 g della soluzione in 1 mL

A quante mol di HCl corrispondono 1.19 g (assumendo per ora che sia tutto HCl)?

Si divide per il PM HCl => **n mol HCl in 1 mL** =  $1.19\text{g}/36.46 \text{ g/mol} = 0.03264 \text{ mol}$

Ma **solo il 38.3% della soluzione** è fatta di HCl. Quindi:

n mol HCl in 1 mL =  $0.03264 \text{ mol} \cdot 0.383 = 0.0125 \text{ mol}$

In 1 L quindi ci saranno  $1000 \cdot 0.0125 \text{ mol} = 12.5 \text{ M}$

**HCl concentrato è 12.5 M** e applicando la formula delle diluiz.:  $C_{\text{conc}}V_{\text{conc}} = C_{\text{dil}}V_{\text{dil}}$   
si calcolano i mL di HCl concentrato da prelevare

$$12.5 \text{ M} \cdot V_{\text{conc}} = 0.220 \text{ M} \cdot 500 \text{ mL} \quad V_{\text{conc}} = 0.220 \text{ M} \cdot 500 \text{ mL} / 12.5 \text{ M} = 8.80 \text{ mL}$$

**Quindi il volume di HCl concentrato da prelevare è di 8.80 mL.**

# ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

## Esercizio 4

Si calcoli quale volume di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  (%m/m = 69.8 % ;  $d = 1.42 \text{ g/cm}^3$ ) e di acqua bisogna mescolare per preparare  $1000 \text{ cm}^3$  di una soluzione  $0.200 \text{ M}$  di acido nitrico (supporre che i volumi siano additivi)

### Svolgimento

Le moli di  $\text{HNO}_3$  presenti in  $1 \text{ L}$  di soluzione  $0.200 \text{ M}$  sono:

$$n = M \cdot V = 0.200 \text{ mol/L} \cdot 1\text{L} = 0.200 \text{ mol}$$

Utilizzando la massa molare di  $\text{HNO}_3$  ( $63 \text{ g/mol}$ ), determiniamo la massa di  $\text{HNO}_3$ :

$$m(\text{HNO}_3) = n \cdot M_m = 0.200 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 12.6 \text{ g}$$

Sapendo che la soluzione è al 69.8% di percentuale in peso, determiniamo la massa della soluzione al 69.8% che contiene 12.6 grammi di  $\text{HNO}_3$  puro.

$$69.8 : 100 = 12.6 : X$$

da cui:  $X = 18.05 \text{ g}$  (g soluz. al 69.8% che contengono 12.6 g di  $\text{HNO}_3$  puro).

Determiniamo ora il **volume della soluzione di  $\text{HNO}_3$  al 69.8% da prelevare** usando il valore della densità:  $V = m / d = (18.05 \text{ g}) / (1.42 \text{ g/cm}^3) = 12.7 \text{ cm}^3$

# ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

## ...ancora su Esercizio 4

Quindi, il volume di  $\text{HNO}_3$  al 69.8% richiesto per preparare  $1 \text{ dm}^3$  ( $1000 \text{ cm}^3$ ), di una soluzione  $0.200\text{M}$  è  $12.7 \text{ cm}^3$ .

Considerando i volumi additivi, per determinare il volume di acqua, al volume della soluzione ( $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$ ), occorre **sottrarre il volume del soluto** ( $12.7 \text{ cm}^3$ ), pertanto:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 - 12.7 = 987.3 \text{ cm}^3$$

**Pertanto, per preparare la soluzione bisogna prelevare  $12.7 \text{ ml}$  di  $\text{HNO}_3$  e aggiungere  $987.3 \text{ mL}$  di acqua.**

-----  
NOTA: ovviamente, nel caso in cui si prelevino  $12.7 \text{ mL}$  e si portino a volume in matraccio tarato da  $1\text{L}$ , non occorre calcolare esattamente volume di acqua necessario per l'aggiunta