Tommaso Lorenzon, gruppo numero 8

Laboratorio di chimica del Liceo Scientifico “L. da Vinci” – Gallarate

Lezioni del 13 ottobre 2011

Soluzioni e molarità

**Scopo**

Calcolare la molarità (o concentrazione molare) di una soluzione nota la quantità di soluto, espressa in grammi, e il volume di soluzione.

**Materiale utilizzato**

1. Beuta di piccole dimensioni.
2. Becco Bunsen
3. Treppiede con reticella rompi fiamma.
4. Pipetta.
5. Cilindro graduato (sensibilità: 1ml).
6. Bilancia elettronica (sensibilità: 0.01g)
7. Sostanze utilizzate:
	1. Cloruro di sodio (NaCl)
	2. Solfato di rame pentaidrato (CuSO4\*5H2O)
	3. Acqua distillata (H2O)
8. Fornelletto elettrico.

**Premessa teorica**

Una soluzione è un miscuglio omogeneo di due o più sostanze. Il materiale più abbondante è chiamato solvente, i materiali presenti in quantità minore sono definiti soluti.

Un miscuglio si definisce omogeneo se si distingue una sola fase, una porzione di materia delimitata con proprietà intensive uniformi.

Definizione di mole: una mole di una sostanza è una quantità di sostanza che contiene un numero definito di particelle.

Il concetto di mole può essere utilizzato per esprimere la concentrazione di una soluzione, che si definisce come rapporto tra la quantità di soluto e una quantità unitaria di soluzione. Considerando però moli di soluto e litri di soluzione in cui il soluto è disciolto otteniamo la molarità, o concentrazione molare, di una soluzione.

La molarità (unità di misura: mol/l o M) di una soluzione si calcola con la formula: M=n/V. La molarità è il rapporto tra il numero di moli di soluto e il volume (espresso in litri) della soluzione.

Il numero di moli (unità di misura: mol) presenti in una quantità di una certa sostanza si calcola con la formula: n=m/Mm. Il numero di moli è uguale alla massa in grammi di campione fornito diviso per la massa molare, espressa in grammi mole, della sostanza.

**Prima parte**

**Montaggio ed esecuzione dell’esperienza**

Per calcolare la molarità della soluzione H2O e NaCl ho seguito questi passaggi.

1. Peso la beuta e annoto la massa.
2. Verso nel cilindro graduato 14ml di soluzione (per una maggiore precisione utilizzo la pipetta), facendo attenzione al menisco.
3. Travaso la soluzione nella beuta e appoggio questa sul treppiede.
4. Accendo il becco bunsen.
5. Porto l’acqua a temperatura di ebollizione.
6. Quando è evaporata gran parte del liquido abbasso la fiamma.
7. Spengo il becco bunsen quando tutte le goccioline sono evaporate.
8. Lascio raffreddare la beuta.
9. Peso la beuta sulla bilancia elettronica.
10. Calcolo la quantità di soluto in grammi disciolta nella soluzione.
	1. Massa(beuta + NaCl)- massa(beuta).
11. Calcolo le moli di soluto.
	1. n=m/Mm
12. Calcolo la molarità.
	1. M=n/V

**Dati e loro elaborazione**

|  |
| --- |
| NaCl |
| Gruppo | Volume di soluzione[ml] | massa soluto [g] | molarità [M] |
| 1 | 28 | 0.21 | 0.14 |
| 2 | 26 | 0.25 | 0.17 |
| 3 | 24 | 0.24 | 0.17 |
| 4 | 22 | 0.22 | 0.17 |
| 5 | 20 | 0.17 | 0.15 |
| 6 | 18 | 0.15 | 0.14 |
| 7 | 16 | 0.13 | 0.14 |
| 8 | 14 | 0.09 | 0.11 |
| 9 | 12 | 0.08 | 0.11 |

Calcolo la massa di soluto: massa(beuta + NaCl)- massa(beuta)=60.13-60.04=0.09g

Calcolo la massa molecolare di NaCl: MM=MaNa+MaCl=22.99u+35.45u=58.44u

Massa molare di Nacl: Mm(NaCl)=58.44g/mol

Calcolo il numero di moli di NaCl: n=m/Mm=0.09/58.44=0.00154… mol

Calcolo la molarità della soluzione: M=n/V=n/0.014l=0.11M

**Osservazioni**

La molarità ricavata dai gruppi avrebbe dovuto essere simile perché tutti i gruppi hanno prelevato il loro campione di soluzione dallo stesso contenitore. Le possibilità di errore che concorrono a causare risultati così diversi sono: imprecisione nella misurazione di volume d’acqua, la fuoriuscita di cloruro di sodio dalla beuta con l’ebollizione dell’acqua, la necessità dei sali di acclimatarsi all’ambiente (i sali a temperature elevate hanno la capacità di assorbire acqua) che quindi potrebbe avere falsato la vera massa di soluto.

**Seconda parte**

**Montaggio ed esecuzione dell’esperienza**

Per calcolare la molarità della soluzione H2O e CuSO4\*5H2O ho seguito questi passaggi.

1. Peso la beuta e annoto la massa.
2. Verso nel cilindro graduato 26ml di soluzione (per una maggiore precisione utilizzo la pipetta), facendo attenzione al menisco.
3. Travaso la soluzione nella beuta e appoggio questa sul fornelletto elettrico.
4. Accendo il fornelletto elettrico.
5. Porto l’acqua a temperatura di ebollizione.
6. Spengo il fornelletto quando tutte le goccioline sono evaporate.
7. Lascio raffreddare la beuta.
8. Peso la beuta sulla bilancia elettronica.
9. Calcolo la quantità in grammi disciolta nella soluzione.
	1. Massa(beuta + CuSO4\*5H2O)- massa(beuta).
10. Calcolo le moli di soluto.
	1. n=m/Mm
11. Calcolo la molarità.
	1. M=n/V

**Dati e loro elaborazione**

|  |
| --- |
| CuSO4\*5H2O |
| Gruppo | Volume di soluzione[ml] | massa soluto [g] | Molarità [M] |
| 1 | 12 | 0.45 | 0.23 |
| 2 | 14 | 0.49 | 0.22 |
| 3 | 16 | 0.60 | 0.23 |
| 4 | 18 | 0.59 | 0.20 |
| 5 | 20 | 0.66 | 0.21 |
| 6 | 22 | 0.74 | 0.21 |
| 7 | 24 | 0.83 | 0.22 |
| 8 | 26 | 0.93 | 0.22 |
| 9 | 28 | 0.99 | 0.22 |

Sappiamo che il solfato di rame pentaidrato ha una colorazione tipicamente azzurrina grazie all’acqua presente nella molecola. Scaldando la soluzione, però, evapora anche l’acqua legata a CuSO4. Per questa ragione nei calcoli non si tiene conto dell’acqua del solfato di rame pentaidrato: essa è evaporata nel corso dell’esperienza.

Calcolo la massa di soluto: massa(beuta + CuSO4\*5H2O)- massa(beuta)=0.93g

Calcolo la massa molecolare di CuSO4: MM=MACu+MaS+4MAO=159.62u

Massa molare di CuSO4: Mm(CuSO4)=159.62g/mol

Calcolo il numero di moli di CuSO4: n=m/Mm=0.93/159.62=0.0058.. mol

Calcolo la molarità della soluzione: M=n/V=n/0.026l=0.22M

**Osservazioni**

La molarità ottenuta dai vari gruppi è piuttosto precisa. Il solfato di rame pentaidrato ha perso la sua colorazione con il riscaldamento dell’acqua, come già detto. È bastato aggiungere nuova acqua perché il composto riacquistasse il colore turchese.

**Conclusioni generali**

Per mezzo dei calcoli necessari siamo riusciti a calcolare la molarità di una soluzione con precisione e accuratezza accettabili.