الموضوع: المحاليل Solution التاريخ: ٢٠١٣/٦/٢
الاثنين

المحلول Solution :- هو خليط متجانس والمتكون من جزيئات متذعة بالذائب منتشرة في جزيئات مادة أخرى تدعى بالمذيب المادة الذائبة قد تكون سائلة أو صلبة أو غازية والمذيب هو السائل الموجود بكمية كبيرة وقد يذيب الكحول في الماء اذا كان الكحول هو ذو كمية قليلة والماء بكمية كبيرة و يحصل العكس (أي يذيب الماء في الكحول) اذا كان الماء هو ذو كمية قليلة و الكحول بكمية كبيرة

الذائب ← يدعى Solute
المذيب ← يدعى Solvent

★ صفات المحلول هي كالتالي :-

① أن يكون المحلول متجانس بمعنى أن الذرات أو الجزيئات أو الأيونات موزعة بشكل منتظم في المذيب.
② أن لا يوجد للمحلول ميل للانفصال الى مكوناته.
③ أن يكون المحلول من الممكن تغيير نسب مكوناته (أي يمكن تغيير تركيزه).
④ وأن من خواص المحلول أن يكون عبارة عن مجموع خواص الذائب والمذيب (مكوناته).
⑤ سهولة فصل واستعادة الذائب والمذيب.

أنواع المحاليل Types of Solutions

أولاً :- ممكن تصنيف المحاليل اعتماداً على ما يكون الطور النهائي فممكن تصنيفها بالمحلول الغازي مادتين غازيتين ويمكن تصنيفها بالمحلول السائل أذا مزجت مادة غازية في سائل ويمكن تصنيفها بالمحلول الصلب المكونة من ذرات أو جزيئات مثل مادة صلبة منتشرة عشوائياً بمادة صلبة أخرى مثل السبائك.

Aletkan

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

ثانياً: يمكن تصنيف المحاليل حسب حجم الذرات أو الجزيئات أو الأيونات المادة المذابة في المحلول وهناك ثلاث أنواع:-

1- True solution المحاليل الحقيقية (أ)
هو الذي تتشتت فيه دقائق المادة المذابة الصلبة بصورة متجانسة في المذيب وفي هذا النوع لا يمكن فصل المحاليل بالترشيح أو بالتركيد (الجاذبية الأرضية) مثل محلول السكر المذاب في الماء.

2- Suspended solution المحاليل العالقة أو المعلقة (ب)
في هذا النوع من المحاليل تكون فيها دقائق المادة المذابة عالقة في سائل المذيب ويسهل رؤيتها بالعين المجردة ويمكن فصلها عن المحلول بالترشيح أو التركيد مثل عالقة التراب بالماء.

3- Colloid Solution المحاليل الغروية (ج)
في هذا النوع من المحاليل لا يمكن رؤية دقائق المذاب بالعين المجردة ولا بالمجهر ولا يمكن فصل دقائقه بالتركيد أو الترشيح الا بإضافة محاليل أو مواد كيميائية تحاول تجميع دقائق المحلول.

ثالثاً: تصنف المحاليل حسب تركيز المذاب في حجم معين من المذيب وعلاقة درجة الحرارة. يمكن تقسيمها الى ثلاث انواع:-

1- المحاليل المشبعة saturated solution
وهي المحاليل التي تكون فيها كمية ما يذاب من المذاب يساوي كمية ما يترسب منه بمعنى أن المذاب في حالة توازن حركي مع المحلول في درجة حرارة معينة. الذوبانية وتقصد بها هي كمية المذاب القابلة للذوبان في حجم معين من المذيب وفي درجة حرارة معينة. تمرين

Aletkan

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

١- المحاليل الغير مشبعة unsaturated Solution
وفي هذا النوع من المحاليل تقل فيه كمية المذاب أو ما يذاب في المحاليل من المواد أي أنعدام التوازن التركيبي بين المذاب والمذيب في درجة حرارة معينة التي لوحظت في المحاليل الحقيقية.

٢- المحاليل فوق المشبعة supersaturated Solution
وفي هذا النوع من المحاليل تحتوي على كمية من المذاب أكثر من كمية المذاب كما هو الحال في المحاليل المشبعة بسبب قدرة المذيب على أذابة كميات أضافية أخرى من المذاب عند رفع درجة حرارة المحلول وهي حالة غير مستقرة وتحاول أن تفقد أو تتخلص من الكمية الزائدة من المذاب على ترسيبها.

★ أستخدام المصطلحات لتعبير عن كميات المادة الجزيئية.

١- الوزن الذري بالغرامي
1 Gram-atomic weight
(هو الوزن الذري للعنصر بالغرامات)

٢- الوزن الجزيئي الغرامي
2 Gram-molecular weight
- هو الوزن الجزيئي للعنصر أو الوزن الصيغة الجزيئية للمركب مقدرة بالغرامات.
* يتم حساب وزن الصيغة الجزيئية للمركب حسب الاوزان الذرية للمركب.
مثال(١)- ما هو الوزن الجزيئي لحامض الكلوريد HCl , NaOH

① $HCl = H + Cl$
$= 1\times1 + 1\times35.5$
$= 36.5$ gram

② $NaOH = Na + O + H$
$23 = 23 + 16 + 1$
$= 40$ gram

٣- الوزن الأيوني بالغرامات
3 Gram-ion weight
- هو الوزن الأيوني الذي يتكون منه المركب بالغرامات
مثال(٢)- أحسب الوزن الأيوني لنترات الفضة $AgNO_3$ (غرام واحد أيون) إذا كان أيون الفضة = 108 غم وأيون النترات = 62 غم.

$AgNO_3 = Ag + N + O_3 \Rightarrow 108 + 14 + 16*3 = 170$ gram
$108 + 62 = 170$ gram

Aletkan

التاريخ: / / ٢٠١

الموضوع:

4- Gram-equivalent weight الوزن المكافئ الغرامي

- هو الوزن المكافئ الغرامي للعنصر والذي يرتبط بالوزن الذري أو الوزن الجزيئي بالعلاقة التالية:-

الوزن المكافئ للعنصر = الوزن الجزيئي أو الذري / التكافؤ

مثال (١): أحسب الوزن المكافئ لعنصر الصوديوم والعنصر الأوكسجين للمركب أوكسيد الصوديوم Na_2O علماً أن العدد الذري لـ Na = 23 و O = 16

الوزن المكافئ لـ Na = $\frac{23}{1}$

عدد التكافؤ لـ Na = 1

عدد التكافؤ لـ O = 2

الوزن المكافئ لـ O = $\frac{16}{2}$ = 8

Methods expression Solution Concentration

أولاً:- Molarity: التركيز المولاري ويقاس بالأحجام ويرمز له بالرمز (M) يعبر عنه بعدد المولات من المادة الذابة في لتر واحد من المحلول أو هو عدد الأوزان الجزيئية الغرامية الذابة في لتر واحد من المحلول. وقانونه كالتالي:-

$$M = \frac{\text{\# of Moles of Solute}}{\text{\# of liter of Solution}}$$

المولارية = عدد مولات المادة الذابة / عدد أمتار المحلول

$$M = \frac{\text{\# of gram of Solute}}{\text{Moleautar weight}} \Big/ \text{\# of Moles of Solution}$$

$$M = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{(V)\,mL}$$

التركيز المولاري = الوزن / الوزن الجزيئي للمذاب * ١٠٠٠ / حجم المحلول (مل)

Alethan

الموضوع

التاريخ: / / ٢٠١

وتعتبر هذه الطريقة من أكثر الطرق شيوعاً عن التعبير لتركيز المحاليل والأكثر استخداماً في الكيمياء التحليلية.

مثال (4): ما هو التركيز المولاري لمحلول حامض البريتيك الذي يحتوي على (4.9) غم من H_2SO_4 في (400 مل)

$H_2SO_4 = H*2 + S + O*4$ — الوزن الجزيئي

$= 1*2 + 32 + 16*4$

$= 98$ gram

$$M = \frac{\text{wt.}}{\text{M.wt}} * \frac{1000}{V(ml)}$$

الوزن / الوزن الجزيئي / الحجم بالمل

$$= \frac{4.9}{98} * \frac{1000}{400} \Rightarrow 0.05 * 2.5$$

$$= 0.125$$

ثانياً: Molality :- التركيز المولالية ويقاس بالأوزان ويرمز له بالرمز (m) و يستخدم التعبير وعدد المولات في المادة المذابة في (1000غم) من المذيب فقط يستخدم بكثرة في الكيمياء الفيزيائية لعدم تأثره بدرجة الحرارة.

$$\text{Molality} = \frac{\#\text{ of mole of Solute}}{\#\text{ of gram of Solute}}$$

$$\text{molality} = \frac{\frac{\#\text{ of gram of Solute}}{\text{Molecular weight}}}{\#\text{ of gram of Solute}}$$

عدد غرامات المذاب / الوزن الجزيئي للمذاب / عدد غرامات المذيب / 1000غم

$$M = \frac{\text{wt}}{\text{M.wt}} * \frac{1000\text{ gram}}{\text{W (gram)}}$$

التركيز المولالي = الوزن / الوزن الجزيئي للمذاب * 1000غم / وزن المذيب (غم)

Aletkan

التاريخ: / / ٢٠١

M.Wt (الوزن الجزيئي) KOH = 39 + 16 + 1 = 56 gram

مثال (5): أذيب (23 غم) من هيدروكسيد البوتاسيوم في (500 غم) من الماء أحسب التركيز المولالي للتركيز الناتج.

$$m = \frac{wt}{M.wt} * \frac{1000\,(g)}{W(g)}$$

الوزن / الوزن الجزيئي للمذاب / وزن المذيب (غم)

$$m = \frac{23}{56} * \frac{1000}{500} = 0.8 \simeq 1 \text{ M.wt (KOH)}$$

الوزن الجزيئي لـ هيدروكسيد البوتاسيوم

٣- الكسر المولي: Mole fraction فراكشن ويرمز له (N or X) وهي طريقة شائعة للتعبير عن نسبة مولات المادة الى مجموع المولات الكلية للمحلول.

$$\text{Mole-Fraction} = \frac{\#\text{ of Mole of Solute}}{\#\text{ of Mole of Solute} + \#\text{ of mole of Solve}}$$

تستخدم في الكيمياء النظرية لتعبير عن تراكيز المواد وبهذه الطريقة يكون مجموع الكسور المولية لكل المواد الداخلة تساوي واحد.

عدد المولات = الوزن / الوزن الجزيئي

الكسر المولي لمادة ما = عدد مولات المادة / عدد المولات الكلية

$$*N_1 + N_2 + N_3 = 1$$

مثال (6): ما هو الكسر المولي لأثيل الكحول في محلول يتكون من أذابة (30 غم) من الكحول في (90 غم) من الماء.

$$\text{Mole of Alcohol} = \frac{wt}{M.wt} = \frac{30}{46} = 0.7$$

$C_2H_5OH = 12*2 + 1*5 + 16*1 + 1*1$

$= 24 + 5 + 16 + 1$

$= 46$ M.wt لـ (C_2H_5OH)

الوزن الجزيئي لـ (الكحول الأثيلي)

$H_2O = 1*2 + 16*1 = 18$ M.wt لـ H_2O

الوزن الجزيئي لـ الماء

$$\chi_{\text{الكسر المولي للكحول}} = \frac{\text{وزن الجزيئي للكحول}}{\text{وزن الجزيئي للكحول}} = \frac{50}{46}$$

$$= \frac{\frac{\text{وزن}}{\text{الوزن الجزيئي للكحول}}}{\frac{\text{وزن}}{\text{الوزن الجزيئي للكحول}} + \frac{\text{وزن}}{\text{وزن الجزيئي للماء}}} = \frac{\frac{30}{46}}{\frac{30}{46} + \frac{90}{18}} = \frac{0.7}{0.7 + 5} = \frac{0.7}{5.7} = 0.12$$

$$\chi_{\text{الكسر المولي للماء}} = \frac{\text{وزن}}{\text{الوزن الجزيئي للماء}} = \frac{\frac{90}{18}}{\frac{30}{46} + \frac{90}{18}} = \frac{5}{0.7 + 5} = \frac{5}{5.7} = 0.88$$

مثال (7) ـ محلول يحتوي على (1 مول) من الكحول وعلى (4 مول) من الماء أوجد الكسر المولي للمحتويات :-

$$\text{الكسر المولي للكحول} = \frac{\text{عدد مولات الكحول}}{\text{عدد مولات الكحول} + \text{عدد مولات الماء}} = \frac{1}{4+1} = \frac{1}{5} = 0.2$$

$$\text{الكسر المولي للماء} = \frac{\text{عدد مولات الماء}}{\text{عدد مولات الكحول} + \text{عدد مولات الماء}} = \frac{4}{4+1} = \frac{4}{5} = 0.8$$

رابعاً :- Normality :- العيارية ويرمز لها بالرمز (N) ويستخدم هذا التركيز للدلالة على تركيز المادة المذابة بالأوزان المكافئة في لتر من المحلول أو هو عدد الأوزان الجزيئية الغرامية المكافئة في لتر من المحلول.

* كانت هذه التركيز تستخدم بكثرة في الماضي لكن في الوقت الحاضر قل استخدام تركيز العيارية. وقانونه كالتالي :-

$$\text{Normality} = \frac{\text{\# of equivalent of solute}}{\text{\# of liter of solution}}$$

التاريخ: / / ٢٠١ الموضوع:

$$\text{Normality} = \frac{\#\text{ of gram of Solute}}{\text{equivalent weight}} \Big/ \frac{\#\text{ of mole of Solution}}{1000\ (ml)}$$

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{V(ml)}$$

العيارية = وزن المادة المذابة / الوزن المكافئ للمادة المذابة × ١٠٠٠ / حجم المحلول (مل)

مثال (8): ما هو عدد الغرامات المذابة من (250 مل) من محلول كاربونات الصوديوم (Na_2CO_3) الذي عياريته (0.2).

$$N = \frac{wt}{eq.wt} * \frac{1000}{V(ml)}$$

$$0.2 = \frac{wt}{53} * \frac{1000}{250} \Rightarrow wt = 0.2 * 53 * \frac{250}{1000}$$

$$wt = 10.6 * 0.25 \Rightarrow wt = 2.65\ g$$

ثانياً: النسبة المئوية: وهذه الطريقة هي الأكثر استخداماً ويرمز لها بالرمز (%) والتعبير عن التركيز بدلالة الوزن أو الحجم وستكون

نسبة وزن الى وزن وهي نسبة وزن المادة الى الوزن الكلي، أو قد تكون نسبة وزن الى حجم وهي نسبة وزن المادة الى الحجم الكلي وبهذا تكون النسبة المئوية الى ثلاثة أنواع:

(W/W) Percent by weight (وزن/وزن): تستخدم اذا كان لدينا المادة بالاوزان (وزن/وزن) يعني ان النسبة المئوية وزن المادة الى الوزن الكلي مضروبة في مئة (وزن المادة المذابة / الوزن الكلي ×١٠٠).

مثال (9): عند تركيز محلول كلوريد الصوديوم (20%) احسب النسبة المئوية الوزنية لـ NaCl.

$$w/w = \frac{20}{20+80} * 100 \Rightarrow \frac{20}{100} * 100 = 20\%$$

Alethan