الوضوع: المحاليل Solution التاريخ: ٢٠١٣/٢/٦

الثلاثاء

المحلول: هو خليط متجانس والمتكون من جزيئات تدعى بالذائب منتشرة في جزيئات مادة أخرى تدعى بالمذيب. المادة المذابة 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.

Solution

المذاب ← 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 وأيضاً من خواص المحلول أن يكون عبارة عن مجموع خواص المذاب والمذيب (مكوناته).

⑤ سهولة فصل وأستعادة المذاب والمذيب.

Types of Solutions أنواع المحاليل

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

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

1- True solution المحاليل الحقيقية (أ)
هو الذي تنتشر 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 عالق 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 إلا 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: ويقصد بها هي كمية المذاب القابلة للذوبان في حجم معين من المذيب وفي درجة حرارة معينة.

تمرين

Aletkan

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

- 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.

- 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 الى ترسيبها.

★ أستخدام المصطلحات لتعبير عن خصائص المادة الجسيمة.

١- الوزن الذري الغرامي
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 $HCl = H + Cl$
$= 1 \times 1 + 1 \times 35.5$
$= 36.5$ 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 (الوزن الذري) لنترات الفضة $AgNO_3$ (غرام واحد أيون) اذا كان ايون 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

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

4- Gram equivalent weight الوزن المكافئ الغرامي

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

الوزن المكافئ للعنصر = الوزن الجزيئي أو الذري / التكافؤ

مثال (٢): أحسب الوزن المكافئ للعنصر الصوديوم والعنصر الأوكسجين للمركب أوكسيد الصوديوم NaO علماً أن العدد الذري لـ Na = 23 و O = 16

الوزن المكافئ لـ Na = 23/1

عدد التكافؤ لـ Na = 1

عدد التكافؤ لـ O = 2

الوزن المكافئ لـ O = 16/2 = 8

Methods expression Solution Concentration

أولاً: Molarity: التركيز المولاري ويقاس بالأحجام ويرمز له بالرمز (M) يعبر عن عدد المولات في 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

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

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

التركيز المولاري = الوزن / الوزن الجزيئي للمذاب * 1000 / حجم المحلول بـ (مل)

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 (400 مل)

الوزن الجزيئي

$H_2SO_4 = H*2 + S + O*4$

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

$= 98$ gram

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

الوزن — الوزن الجزيئي — بالمليلتر — حجم المحلول

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

$= 0.125$

ثانياً: Molality :- التركيز المولالية ويقاس بالأوزان ويرمز له بالرمز (m) و يستخدم للتعبير عن عدد المولات في المادة المذابة في (1000 غم) من المذيب ويستخدم 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 مولات المذاب / عدد أوزان المذيب بالغرام

عدد مولات المذاب

1000 غرام

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

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

التاريخ: / / ٢٠١

الموضوع:

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: wt — الوزن الجزيئي للمذاب: M.wt — وزن المذيب (غم): W(g)

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

الوزن الجزيئي لـ هيدروكسيد البوتاسيوم

٣- الكسر المولالي ويرمز له (N or X) وهي لطريقة Mole fraction. for acid: تبعة لتعبير عن نسبة مولات المادة الى مجموع المولات الكلية للمحلول.

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

يستخدم في النهايات النظرية لتعبير عن تراكيز المواد وبهذه الطريقة يكون مجموع كسور المولية لكل المواد الداخلة تساوي واحد.

عدد المولات = الوزن / الوزن الجزيئي

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

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

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

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

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

$= 24 + 5 + 16 + 1$

$= 46$ M.wt لـ (C_2H_5OH)

الوزن الجزيئي لـ (الكحول الأثيل)

$H_2O = 1*2 + 16*1 = 18$ M.wt لـ H_2O

الوزن الجزيئي للماء.

Aletkan

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

$$\chi_{\text{الكحول}} = \frac{\text{وزن الوزن الجزيئي للكحول}}{\text{وزن الوزن الجزيئي للكحول} + \text{وزن الوزن الجزيئي للماء}} = \frac{\frac{\text{وزن}}{\text{الوزن الجزيئي للكحول}}}{\frac{\text{وزن}}{\text{الوزن الجزيئي للكحول}} + \frac{\text{وزن}}{\text{وزن الجزيئي للماء}}}$$

$$= \frac{\frac{50}{46}}{\frac{30}{46} + \frac{90}{18}} = \frac{0.7}{0.7 + 5} = \frac{0.7}{5.7} = 0.12$$

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

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.

* لأنه هذا التركيز قطع اللبس بسبب تغير الكتلة في الوقت الحاضر فلذا استخدمنا تركيز العيارية. وقانونه كالتالي :-

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

Aletkan

الموضوع: التاريخ: / / ٢٠١

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

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

العيارية = (وزن المادة المذابة / الوزن المكافئ للمادة) × (1000 / حجم المحلول (مل))

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

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

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

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

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

سبة وزن الى وزن وهي نسبة وزن المادة الى الوزن الكلي، أو قد تكون

سبة وزن الى حجم وهي نسبة وزن المادة الى الحجم الكلي وبهذا تكون

صم النسبة المئوية الى:

(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 الى الوزن الكلي ×100).

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

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

Aletkan