الكيمياء

WWW.KweduFiles.Com

kuwaitisociety@yahoo.com

الصف الحادي عشر علمي الفصل الثاني الكيمياء 2012 / 2013م

المصطلح العلمي :

1- الطاقة : القدرة على بذل شغل أو نقل طاقة حرارية .

2- قانون حفظ الطاقة : الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكنها تتحول من صورة إلى أخرى وأن المجموع الكلي للطاقة في الكون ثابت .

3- الجول : مقدار الشغل المبذول في حركة نقطة تحت تأثير قوة مقدارها نيوتن واحد مسافة قدرها متر واحد في اتجاه تأثير القوة .

4- علم الكيمياء الحرارية : علم الكيمياء الذي يهتم بدراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية

5- الطاقة الكيميائية : مقدار الطاقة المختزنة داخليا في المادة .

6- المحتوى الحراري للمادة : مقدار الطاقة الكيمائية المختزنة في مول واحد من المادة عند تكوينها .

7- التفاعلات الطاردة للحرارة : التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها انطلاق طاقة حرارية كناتج من نواتج التفاعل .

8- التفاعلات الماصة للحرارة : التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها امتصاص طاقة حرارية أثناء التفاعل .

9- طاقة التصعيد الجزيئية : مقدار الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها السائلة أو الصلبة عند 25 درجة سليزي وتحت ضغط يعادل 1atm إلى الحالة الغازية عند نفس الظروف .

10- طاقة التكثيف الجزيئية : مقدار الطاقة المنطلقة عند تحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها الغازية عند 25 درجة سليزي و تحت ضغط يعادل 1atm إلى الحالة السائلة أو الصلبة عند نفس الظروف .

www.KweduFiles.Com

11- طاقة تفكيك الرابطة : مقدار الطاقة اللازمة لتفكيك (كسر) الرابطة بين ذرتين في جزيء وهو في الحالة الغازية .

12- طاقة تكوين الرابطة : مقدار الطاقة المنطلقة عند تكوين رابطة بين ذرتين في الحالة الغازية .

13- طاقة التذرية : مقدار الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية في حالتها القياسية المستقرة عند 25 درجة سليزي و تحت ضغط يعادل 1atm إلى ذرات في الحالة الغازية عند نفس الظروف .

14- طاقة التأين : مقدار الطاقة اللازمة لفصل أضعف الالكترونات ارتباطا بالذرة وهي في الحالة الغازية لتصبح كاتيونا .

15- طاقة الميل الإلكتروني الأول : مقدار الطاقة التي تنطلق أو تمتص عندما تكتسب الذرة المتعادلة وفي في الحالة الغازية إلكترونا لتصبح أنيونا .

16- طاقة تكوين البلورة : مقدار الطاقة المنطلقة عند تكوين مول من البلورة من اتحاد الكاتيونات والأنيونات

17- طاقة تفكيك البلورة : مقدار الطاقة اللازمة لتفكيك مول من البلورة إلى كاتيونات وأنيونات في الحالة الغازية .

18- حرارة التفاعل القياسية : كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تفاعل عدد من المولات الداخلة في التفاعل تفاعلاً تاماً عند 25 درجة سليزي وتحت ضغط يعادل 1atm .

19- حرارة الاحتراق القياسية : كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول من المادة (عنصرية أو مركبة) احتراقا تاما في وفرة من الأكسجين أو الهواء الجوي عند 25 c وتحت ضغط 1atm.

20- حرارة التكوين القياسية : كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة في التفاعل الذي ينتج عنه تكوين مول واحد من المركب نتيجة تفاعل عناصره الأولية في حالاتها القياسية عند 25 درجة سليزي وتحت ضغط يعادل 1atm.

21- قانون هس للجمع الحراري : التغير في المحتوى الحراري لأي تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت يساوي كمية ثابتة سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو عدة خطوات .

22- التفاعلات غير العكوسه : تفاعلات تحدث في اتجاه واحد ، حيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل أن يتحد بعضها من الآخر مرة ثانية لتكوين المواد الداخلة في التفاعل تحت ظروف التجربة أو أي ظروف معملية أخرى .

23- التفاعلات العكوسه : تفاعلات لاتستمر في اتجاه واحد حتى تكتمل فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها البعض مرة ثانية لتعطي المواد الداخلة في التفاعل تحت ظروف التجربة نفسها .

24- تفاعلات عكوسة متجانسة : تفاعلات عكوسة تكون فيها جميع المواد الداخلة و الناتجة من التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة .

25- تفاعلات عكوسة غير متجانسة : تفاعلات عكوسة توجد فيها جميع المواد الداخلة و الناتجة من التفاعل في أكثر من حالة واحدة من حالات المادة .

26- النظام المغلق : التفاعل الذي يحدث في وعاء مغلق بحيث لايصحبه خروج أي مادة من الحيز الذي يحدث فيه التفاعل أو دخول إي مادة جديدة إليه .

27- حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي : حالة النظام عندما تثبت تراكيز المواد المتفاعلة و الناتجة و بالتالي تكون سرعة التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي .

www.KweduFiles.Com

28- قانون فعل الكتلة : عند ثبوت درجة الحرارة فإن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع الكتل الفعالة للمواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في المعادلة الكيميائية الموزونة .

29- ثابت الإتزان : النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل ضرب تراكيز المواد الداخلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في المعادلة الكيميائية الموزونة .

30- مبدأ لوشاتيلييه : إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام متزن مثل درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط فأن النظام سيتجه لتعديل موضع اتزانه ، بحيث يلغي تأثير هذا التغير إلى أقصى حد ممكن .

31- العامل الحفاز : مادة تسرع أو تبطئ كلاً من التفاعل الطردي و التفاعل العكسي بقدر متساو فهي تسرع أو تبطئ في عملية الوصول إلى حالة الاتزان ولكنها لاتساعد أي من التفاعلين على السير في اتجاه على حساب الأخر .

32- الحاصل الأيوني للماء : حاصل ضرب تركيز كاتيون الهيدروجين في تركيز أنيون الهيدروكسيد .

33- المحلول المتعادل : المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدروجين و أنيون الهيدروكسين متساويين

34- المحلول الحمضي : المحلول الذي يكون تركيز كاتيون الهيدروجين فيه اكبر من تركيز أنيون الهيدروكسيد .

35- المحلول القلوي : المحلول الذي يكون تركيز كاتيون الهيدروجين فيه اقل من تركيز أنيون الهيدروكسين

36- الأس الهيدروجيني : لوغاريتم للأساس عشرة تركيز كاتيون الهيدروجين مسبوقاً بإشارة سالبة .

37- الأس الهيدروكسيدي : لوغاريتم للأساس عشرة تركيز أنيون الهيدروكسيد مسبوقاً بإشارة سالبة .

38- المحلول المتعادل : محلول قيمة الأس الهيدروجيني له تساوي 7 عند 25درجة سليزي .

39- المحلول الحمضي : محلول قيمة الأس الهيدروجيني له أقل من 7 عند 25درجة سليزي .

40- المحلول القلوي : محلول قيمة الأس الهيدروجيني له أكبر من 7 عند 25 درجة سليزي .

41- القانون الأول لباولنج : في حالة الأحماض عديدة البروتون تتغير قيم ثوابت تأين مراحله المتتالية فيما بينها مقدار 1 × 10 تقريباً أي النسبة بين Ka1: Ka2: Ka3 تكون مساوية 1 : 1×10 : 1×10 على الترتيب .

42- القانون الثاني لباولنج : قيمة ثابت التأين الأول (Ka1) لحمض أكسجيني يمكن تقديرها من معرفة قيمة m في الصيغة الهيدروكسيلية $XOm(OH)n$ ، إذ تزداد قوة الحمض بزيادة قيمة m .

43- تميؤ الملح : تفاعل أيونات الملح مع الماء مكونة حمضاً وقاعدة أحدهما أو كلاهما ضعيف.

44- المحلول غير المشبع : المحلول الذي له القدرة على إذابة كميات إضافية من المذاب عند أضافتها إليه تحت ظروف التجربة السائدة .

45- المحلول المشبع : المحلول الذي ليس له القدرة على إذابة أي كمية إضافية من المذاب فيه تحت ظروف التجربة السائدة و يكون في حالة اتزان ديناميكي .

46- قابلية الذوبان (الذوبانية) : كمية المادة اللازم إذابتها في كمية معينة من المذيب لتكوين محلول مشبع متزن عند درجة حرارة معينة .

47- المحلول فوق المشبع : المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المذابة أكثر مما يلزم لتشبعه عند درجة حرارة معينة .

WWW.KweduFiles.Com

48- الإذابة المولية : عدد مولات المادة المذابه في لتر واحد من المحلول المشبع المتزن عند درجة حرارة محددة .

49– ثابت حاصل الإذابة (حاصل الإذابة) : حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدرا بالمول / لتر (M) والتي توجد في حالة اتزان في محلولها المشبع كل مرفوع إلى الأس الذي يساوي عدد مولاته كما تظهر في الصيغة الكيميائية لهذا المركب .

50- الحاصل الأيوني : حاصل ضرب تراكيز الأيونات في أي محلول – سواء كان غير مشبع، أو مشبعا او فوق مشبع – كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في الصيغة ، ويتم حسابه بنفس طريقه حساب حاصل الإذابة Ksp .

51- المحاليل المنظمة : المحاليل التي تقاوم التغيرات المفاجئة في قيمة الأس الهيدروجيني pH لها عند إضافة أحماض أو قواعد قوية لها بكميات قليلة (معتدلة).

==========

1- علل التغير الحراري للتفاعلات الطاردة يساوي عدد سالب ؟

لأن مجموع المحتوي الحراري للنواتج أكبر من المتفاعلات .

2- علل طاقة التأين الثاني للكالسيوم أكبر من طاقة التأين الأول له ؟ لأنه يتطلب طاقة أكبر للتغلب على قوة التجاذب بين الإلكترون السالب و الكاتيون الذي سينفصل عنه والتي تزداد كلما زادت شحنة الكاتيون .

3- علل طاقة التذرية المولية للزئبق تساوي طاقة تصعيده الجزيئية بينما طاقة التذرية المولية للماء لا تساوي طاقة تصعيده الجزيئية؟ لأن الزئبق يعتبر عنصر في حالته القياسيه لذلك طاقة تصعيده تساوي طاقة التذرية بينما الماء مركب فطاقته الجزيئية لا تساوي طاقة التذرية .

4- علل طاقة الميل الإلكتروني الثاني للكبريت طاقة ممتصة ؟ وذلك للتغلب على قوة التنافر بين الأيون السالب و الإلكترون المضاف فتحتاج إلى طاقة .

5- علل حرارة الاحتراق القياسية للمغنسيوم تساوي حرارة التكوين القياسية لأكسيد المغنسيوم؟ لأنه عند احتراق مول واحد من المغنسيوم في وجود الأكسجين تنطلق طاقة حرارية تساوي الطاقة الحرارية الناتجة عند تكوين مول واحد من أكسيد المغنسيوم .

6- علل في النظام المتزن : $CO + 2H_2 \leftrightarrow CH_3OH + 92\ KJ$ يزداد تفكك كحول الميثيل بارتفاع درجة الحرارة ؟ لأن التفاعل طارد للحرارة حيث بارتفاع درجة الحرارة يزداد تفكك كحول الميثيل.

7- علل في النظام المتزن التالي : $2SO_2 + O_2 + 95\ KJ \leftrightarrow 2SO_3$

1- يقل تركيز SO_2 بزيادة تركيز الأكسجين داخل في التفاعل ؟ لأن موضع الاتزان يزاح في الاتجاه الطردي لتعويض الزيادة و بالتالي يقل تركيز SO_2

8- علل يقل إنتاج SO_3 بخفض الضغط الواقع على النظام المتزن ؟ لأن التفاعل مصحوب بنقص في الحجم حيث بزيادة الضغط يتجه التفاعل طردياً .

www.KweduFiles.Com

9- علل في النظام المتزن التالي : $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$

1- لا يتغير موضع الاتزان بزيادة الضغط الواقع على النظام ؟ لأنه التفاعل غير مصحوب بتغير في الحجم و المولات .

2- لا يتغير موضع الاتزان عند استعمال عامل حفاز في هذا النظام ؟ لأن العامل الحفاز يعمل على زيادة كل من التفاعل الطردي والعكسي بنفس المقدار أي يعمل على سرعة الوصول إلى حالة الاتزان و لا يزيد من سرعه احد على حساب الأخر .

10- علل يزداد إنتاج غاز NO بزيادة حجم الإناء الذي يحتوي على النظام المتزن التالي :

$N_2O_4 \leftrightarrow 2NO + O_2$ ؟ لأنه بزيادة حجم الإناء أي بنقص الضغط يتجه التفاعل طردياً أي باتجاه تكوين NO .

11- علل لا تتغير قيمة ثابت الاتزان بإضافة المزيد من الهيدروجين إلى النظام المتزن التالي :

$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ ؟ لأنه بإضافة الهيدروجين يتحد مع I_2 مكونه HI الذي يزداد تركيزه وبالتالي يقل تركيز 12 فتبقى قيمة ثابت الاتزان ثابتة أو (لأن التغير بتركيز الهيدروجين لا يؤثر على ثابت الاتزان) .

12- علل يزداد إنتاج الأمونيا بطريقة هابر عند سحبها من وسط التفاعل المتزن التالي :

$3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ ؟ لأنه بسحب غاز الأمونيا يتجه التفاعل طرديا أي باتجاه تكوين غاز الأمونيا.

13- علل تزداد قيمة ثابت الاتزان للنظام المتزن التالي :
$2SO_2 + O_2 + 95\ KJ \leftrightarrow 3SO_3$ بزيادة درجة الحرارة ؟ لأن التفاعل ماص للحرارة فزيادة درجة الحرارة يتجه التفاعل طرديا أي يزداد تركيز الناتج

14- علل تركيز كاتيون الهيدروجين في محلول تركيزه 0.2 M من حمض النيتريك أعلى من تركيز كاتيون الهيدروجين في محلول حمض الأسيتيك الذي له نفس التركيز ؟ وذلك لأن حمض النيتريك حمض قوي تام التأين فيه تركيز كاتيون الهيدروجين كبير . بينما حمض الأسيتيك ضعيف قليل التأين فيه تركيز كاتيون الهيدروجين قليل .

15- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول تركيزه 0.1 M من حمض الهيدروكلوريك أقل من قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول له نفس التركيز من حمض الفورميك ؟ لأنه حمض الهيدروكلوريك حمض قوي تام التأين فيه تركيز [H+] كبير و pH قليل .بينما حمض الفورميك حمض ضعيف قليل التأين فيه تركيز [H+] قليل و pH كبير .

16- علل تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول تركيزه 0.2 M من هيدروكسيد الصوديوم أعلى من تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول الأمونيا الذي له نفس التركيز ؟ لأن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تامة التأين و [OH-] كبير ، بينما هيدروكسيد أمونيوم قاعدة ضعيفة قليلة التأين و [OH-] قليل .

www.KweduFiles.Com

17- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول هيدروكسيد الصوديوم أكبر من قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول له نفس التركيز من الأمونيا ؟ لأن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تامة التأين فيكون [OH-] كبير و [H+] قليل و PH كبير بينما هيدروكسيد الأمونيوم قاعدة ضعيفة قليلة التأين و [OH-] قليل و [H+] كبير و pH قليل .

18- علل في محلول حمض الهيدروكلوريك HCL تركيز كاتيون الهيدروجين يساوي تركيز الحمض نفسه بينما في محلول حمض الهيدروسيانيك HCN تركيز كاتيون الهيدروجين أقل من تركيز الحمض نفسه ؟
- لأن حمض HCL قوي تام التأين وأحادي البروتون لذلك فأن [H+] يساوي تركيز الحمضM

19- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول تركيزه 0.001 M من هيدروكسيد الصوديوم أقل من قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول له نفس التركيز من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ ؟ وذلك لأن NaOHقاعدة قوية أحادية الحمضية M = [OH-] وبذلك فإن قيمة pH تكون قليلة بينما $Ba(OH)_2$ قاعدة قوية ثنائية الحمضية 2M = [OH-] وبذلك فإن قيمة Ph كبيرة

20- علل حمض H_2SO_4 أقوى من حمض HSO_4^- ؟ وذلك لأن H_2SO_4 متعادل الشحنة فيسهل انفصال (H+) بينما HSO_4 أنيون بحيث يصعب انفصال البروتون (H+) .

21- علل حمض $HBrO_2$ أضعف من حمض $HBrO_4$ في محلول مساو له في التركيز ؟ وذلك أنه في $HBrO_4$ فيه M=1 بينما $HBrO_2$ فيه M=0 وكلما زادت قيمة m تزداد قوة الحمض.

22- علل حمض HClO4 اقوي من حمض HlO4 في محلول مساو له في التركيز ؟ لأن السالبيه الكهربائية لل HClO4 اكبر من HlO4 وحيث انه كلما زادت السالبيه الكهربائية للذرة المركزية زادت قوة جذبها للالكترونات المشتركة مع ذرة الأكسجين الهيدروكسيلية فتزداد قطبية (H-O) فيسهل فصل البروتون .

23- علل حمض H2Se أضعف من حمض H2Te في محلول مساو له في التركيز ؟ في H2Se إن السالبيه الكهربائية لذرة Se أكبر من السالبيه الكهربائية لذرة Te في H2Te فيسهل انفصال (H+) في H2Te أكثر من H2Se .

24- علل حمض H2SeO4 أضعف من حمض H2SO4 في محلول مساو له في التركيز ؟ لأن السالبيه الكهربائية لذرة (Se) أقل من السالبيه الكهربائية لذرة (S) وحيث انه كلما زادت السالبيه الكهربائية زادت قوة جذبها للإلكترونات المشتركة مع ذرة الأكسجين الهيدروكسيلية فتزداد قطبية (H-O) فيسهل انفصال البروتون (H+) في H2SO4 أكثر من H2SeO4.

25- علل ثابت التأين الأول Ka1 لحمض الفوسفوريك H3PO4 أكبر من ثابت التأين الثاني Ka2 ؟ في حالة H3PO4 متعادل الشحنة فيسهل انفصال البروتون (H+) فيه أكثر من H2PO4 فيكون Ka1 أكبر من Ka2 .

WWW.KweduFiles.Com

26- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول اسيتات البوتاسيوم CH3COOK أكبر من قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول كلورات البوتاسيوم KClO3 المساوي له في التركيز ؟ وذلك أنه عند تميؤ ملح أسيتات البوتاسيوم ينتج قاعدة قوية (KOH) وحمض ضعيف CH3COOH أما عند تفكك KClO3 ينتج قاعدة قوية وحمض قوي فيكون في الحالة PH = 7 أما في الحالة الثانية PH= 7 .

27- علل المحلول المائي لسيانيد الصوديوم قلوي التأثير على صبغة تباع الشمس ؟ وذلك أنه عند تميؤ سيانيد الصوديوم ينتج قاعدة قوية (NaOH) وحمض ضعيف (HCN) . أو لتفاعل أنيونات السيانيد مع الماء مما يجعل المحلول غنياً بأنيونات (-OH) .

28- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول نيترات الصوديوم NaNO3 تساوي 7 ؟

NaNO3 + H2O → Na+ + OH- + H+ + N-O3 حيث الأيونات الأربعة غير متحدة وبذلك يكون [OH-]= [H+] يساوي (M 10×1) عند 25 درجة سليزي فتكون قيمة pH=7 .

29- علل تركيز أنيون الفورمات أقل من تركيز كاتيون الصوديوم في المحلول المائي لفورمات الصوديوم ؟ وذلك أنه عند تميؤ فورمات الصوديوم ينتج (NaOH) قاعدة قوية تامة التأين فيها [Na+] كبير وحمض (HCOOH) قليل التأين يكون (HCOO) قليل .

30- علل محلول نيترات الأمونيوم NH4NO3 حمضي التأثير على ورقة تباع الشمس؟ وذلك لأنه عند تميؤ نيترات الأمونيوم ينتج (HNO3) حمض قوي تام التأين و محلول الأمونيا (NH4OH) قاعدة ضعيفة أو لتفاعل أيونات الأمونيوم مع الماء مما يجعل المحلول غنياً بكاتيونات (H+) أو H3O+ .

==========

WWW.KweduFiles.Com