

الجمعية الكويتية للعمل الوطني وطن لا نعمل من أجله لا نستحق العيش فيه / بشرى المناع



الكيمياء

kuwaitisociety@yahoo.com

www.kwsfna.com

الرجاء الدعاء لمن أعدها ونشرها ويحرم بيعها

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 المخزنة داخلها في المادة .
- 6- المحتوى الحراري للمادة : مقدار الطاقة الكيميائية المخزنة في مول واحد من المادة عند تكوينها .
- 7- التفاعلات الطاردة للحرارة : التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها انطلاق طاقة حرارية كنتاج 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 .
- 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 الإلكترونات 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 إلكترونات 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) احتراقاً تاماً 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 العكوس :** 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 العكوس :** تفاعلات لا تستمر 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 لا يصحبه 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 .
- 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 لوشاتيليه :** إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام متزن مثل درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط فإن النظام سيعتجه 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 لا تساعد أي من التفاعلين على السير في اتجاه على حساب الآخر .
- 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 مسبقاً بإشارة سالبة .
- 37- الأس الهيدروكسيدي :** لوغاريتم للأساس عشرة تركيز أنيون الهيدروكسيد مسبقاً بإشارة سالبة .

- 38- المحلول المتعادل : محلول قيمة الأس الهيدروجيني له تساوي 7 عند 25 درجة سليزي .
- 39- المحلول الحمضي : محلول قيمة الأس الهيدروجيني له أقل من 7 عند 25 درجة 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 مراحل المتتالية فيما بينها مقدار 10×1 تقريباً أي النسبة بين $Ka_1 : Ka_2 : Ka_3$ تكون مساوية $1 : 10 \times 1 : 10 \times 1$ على الترتيب .
- 42- القانون الثاني لباولنج : قيمة ثابت التأين الأول (Ka_1) 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 إضافتها 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 .
- 48- الإذابة المولية : عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول المشبع المتزن عند درجة حرارة محددة .
- 49- ثابت حاصل الإذابة (حاصل الإذابة) : حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدراً 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 مشبعاً أو فوق مشبع – كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في الصيغة ، ويتم حسابه بنفس طريقه حساب حاصل الإذابة K_{sp} .
- 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 سيفصل 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 القياسية 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 التافر بين الأيون السالب و الإلكترون المضاف فتحاج 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 حرارة 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 .

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 الآخر .

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 I_2 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 طردياً أي باتجاه تكوين غاز الأمونيا .

13- علل تزداد قيمة ثابت الاتزان للنظام المتزن التالي :



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 التأيّن فيه تركيز كاتيون الهيدروجين كبير . بينما حمض الأسيتيك ضعيف قليل التأيّن 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 التأيّن فيه تركيز $[\text{H}^+]$ كبير و pH قليل بينما حمض الفورميك حمض ضعيف قليل التأيّن فيه تركيز $[\text{H}^+]$ 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 التأيّن و $[\text{OH}^-]$ كبير ، بينما هيدروكسيد أمونيوم قاعدة ضعيفة قليلة التأيّن و $[\text{OH}^-]$ قليل .

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 التأيّن فيكون $[\text{OH}^-]$ كبير و $[\text{H}^+]$ قليل و PH كبير بينما هيدروكسيد الأمونيوم قاعدة ضعيفة قليلة التأيّن و $[\text{OH}^-]$ قليل و $[\text{H}^+]$ 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 التأيّن وأحادي البروتون لذلك فإن $[\text{H}^+]$ يساوي تركيز الحمض M

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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ؟ وذلك لأن NaOH قاعدة قوية أحادية الحمضية $[\text{OH}^-] = \text{M}$ وبذلك فإن قيمة pH تكون قليلة بينما $\text{Ba}(\text{OH})_2$ قاعدة قوية ثنائية الحمضية $[\text{OH}^-] = 2\text{M}$ 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 $\text{M}=1$ بينما HBrO_2 فيه $\text{M}=0$ وكلما زادت قيمة m تزداد قوة الحمض .

22- علل حمض HClO_4 اقوي من حمض HIO_4 في محلول مساو له في التركيز؟ لأن السالبية الكهربائية للـ HClO_4 اكبر من HIO_4 وحيث انه كلما زادت السالبية الكهربائية للذرة المركزية زادت قوة جذبها للإلكترونات المشتركة مع ذرة الأكسجين الهيدروكسيلية فتزداد قطبية (H-O) فيسهل فصل البروتون .

23- علل حمض H_2Se أضعف من حمض H_2Te في محلول مساو له في التركيز؟ في H_2Se إن السالبية الكهربائية لذرة Se أكبر من السالبية الكهربائية لذرة Te في H_2Te فيسهل انفصال (H+) في H_2Te أكثر من H_2Se .

24- علل حمض H_2SeO_4 أضعف من حمض H_2SO_4 في محلول مساو له في التركيز؟ لأن السالبية الكهربائية لذرة (Se) أقل من السالبية الكهربائية لذرة (S) وحيث انه كلما زادت السالبية الكهربائية زادت قوة جذبها للإلكترونات المشتركة مع ذرة الأكسجين الهيدروكسيلية فتزداد قطبية (H-O) فيسهل انفصال البروتون (H+) في H_2SO_4 أكثر من H_2SeO_4 .

25- علل ثابت التأيين الأول Ka_1 لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 أكبر من ثابت التأيين الثاني Ka_2 ؟ في حالة H_3PO_4 متعادل الشحنة فيسهل انفصال البروتون (H+) فيه أكثر من H_2PO_4 فيكون Ka_1 أكبر من Ka_2 .

26- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول أسيتات البوتاسيوم CH_3COOK أكبر من قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول كلورات البوتاسيوم KClO_3 المساوي له في التركيز؟ وذلك أنه عند تميؤ ملح أسيتات البوتاسيوم ينتج قاعدة قوية (KOH) وحمض ضعيف CH_3COOH أما عند تفكك KClO_3 ينتج قاعدة قوية وحمض قوي فيكون في الحالة $\text{PH} = 7$ أما في الحالة الثانية $\text{PH} = 7$.

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 بلأيونات (OH-) .

28- علل قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول نترات الصوديوم NaNO_3 تساوي 7؟
 $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{N-O}_3$ حيث الأيونات الأربعة غير متحدة وبذلك يكون $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ يساوي ($10 \times 10^{-7} \text{ M}$) عند 25 درجة سليزي فتكون قيمة $\text{pH} = 7$.

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 التأيين فيها $[\text{Na}^+]$ كبير وحمض (HCOOH) قليل التأيين يكون (HCOO^-) قليل .

30- علل محلول نترات الأمونيوم NH_4NO_3 حمضي التأثير على ورقة تباع الشمس؟ وذلك لأنه عند
تميؤ نترات الأمونيوم ينتج (HNO_3) حمض قوي تام التآين و محلول الأمونيا (NH_4OH) قاعدة ضعيفة
أو لتفاعل أيونات الأمونيوم مع الماء مما يجعل المحلول غنياً بكاتيونات (H^+) أو H_3O^+ .
