



وزارة التربية
التوجيه الفني العام للعلوم
اللجنة الفنية المشتركة للكيمياء

توجيهات منهج الكيمياء
للف الثاني عشر العلمي
الفترة الدراسية الأولى
للعام الدراسي 2019 / 2020 م

مقدمة

الأخوة والأخوات معلمي ومعلمات الكيمياء المحترمين

يسر التوجيه الفني للعلوم ، اللجنة الفنية المشتركة للكيمياء ، أن يهنئكم بالعام الدراسي الجديد 2019 - 2020
سائلاً الله المولى العلي القدير أن يكون عام عطاء وتضافر للجهود لنحقق معاً الأهداف التربوية التي نسعى جميعاً
لتحقيقها سعياً لتحقيق الهدف العام للتربية في دولة الكويت .

نلتقي معكم لنلقي الضوء على بعض الأمور المتعلقة بتدريس مقررات الكيمياء راجين من الله أن نجد من الهيئة
التدريسية حسن التعاون امتداداً لما كان بالأعوام السابقة لنحقق معاً خلال مسيرتنا التربوية الأهداف العامة للتربية،
ولا يفوتنا أن نشكر لكم جهودكم الدءوب المخلص لتحقيق الأهداف التربوية .

إن تدريس مقررات الكيمياء يجب أن يحظى باهتمام جميع الزملاء لما له من أهمية في حياتنا العملية لذا يجب ربط
موضوعات المقررات العلمية وإبراز علاقتها بالتطبيقات الحياتية التي تسهم في تحقيق الرفاهية للإنسان .

ونود أن نؤكد على أنه من أهم أهداف تدريس العلوم عامة والكيمياء بخاصة بناء مفاهيم على أساس تجريبي لذلك

عند تدريس المفاهيم العلمية في مجال الكيمياء يجب الحرص على إجراء تجارب تساعد على بناء المفهوم أو

توضيحه ، والتجريب العملي لا يقتصر على إجراء التجارب العملية الواردة في كراس التطبيقات فحسب ، بل يشمل

أيضاً إجراء التجارب التوضيحية في الكتاب الطالب في مجموعات أو على صورة تجارب عرض على أن يراعى في

ذلك الاحتياطات الواجب اتخاذها من ناحية تدابير الأمن والسلامة مع عدم إجراء أية تجربة تشكل خطراً محتملاً على

سلامة الطلاب أو المعلم .

توجيهات عامة لمجال الكيمياء

مُعَلِّم الكيمياء الناجح يخطط لعمله ويعد نفسه لتنفيذ المناهج التي يدرسها ، بالإضافة إلى ذلك نأمل أن يتمكن الزملاء من مراعاة الأمور التالية :

- 1- الخطة الدراسية لمقرر الكيمياء للصف الثاني عشر هي ثلاث حصص في الأسبوع .
- 2- يتم تدريس موضوعات المقرر وفق تسلسلها في كتاب الطالب وضمن أطر توزيع المنهج على الحصص الدراسية المعتمدة ، مع الالتزام التام بالمصطلحات والرموز المستخدمة للتعبير عنها .
- 3- نظرا لأن التجارب العملية التي سيتمكن فيها الطالب في نهاية الفصل الدراسي ستنفذ بشكل فردي من قبل الطالب ننصح الزملاء باتباع التالي :
 - أ- وضع خطة زمنية مبرمجة لتنفيذ التجارب الفردية بحيث تتضمن هذه الخطة ما يلي :
 - * موعد تنفيذ التجارب لكل فصل (اليوم ، التاريخ)
 - * قائمة بالأدوات والمواد والأجهزة اللازمة لتنفيذ التجارب الفردية .
 - * كيفية استكمال النقص في التجهيزات اللازمة .
 - ب- التأكد من صلاحية المختبرات لتنفيذ التجارب العملية المقررة وتحديد الصيانة المطلوبة عند الحاجة لها .
 - ج- توعية الطلاب بالأسلوب الجديد لتنفيذ بعض التجارب العملية وأهمية ذلك للإمتحان الذي سيتم إجراؤه في نهاية الفصل الدراسي .
 - د- مُعَلِّم الكيمياء هو المسئول عن تنفيذ الدروس العملية ووضع خطة مسبقة للتغلب على أي عقبات وذلك بالتعاون مع بقية مُعَلِّمي الكيمياء بالمدرسة وبإشراف رئيس القسم .
- 4- هناك ضرورة للتأكيد على أهمية مشاركة الطلاب في تنفيذ تجارب العرض أو المجموعات خاصة وان ذلك يساهم في تنمية المهارات العملية في مجال الكيمياء .
- 5- روعي عند اختيار التجارب العملية الفردية أن تكون ملائمة لإجراء إمتحان عملي بها ، وهذا يعني أن كل طالب سيقوم بإجراء تجربة واحدة عند إجراء الإمتحان يتم تحديدها بالقرعة بين طلاب الصف الواحد .

ملاحظة هامة :

هوامش كتاب الطالب موضح عليها ماهو إثرائي للطالب ولا يُسأل عنه ..

توزيع منهج الكيمياء للصف الثاني عشر الثانوي العلمي
للعام الدراسي 2019 / 2020 م
الفترة الدراسية الأولى

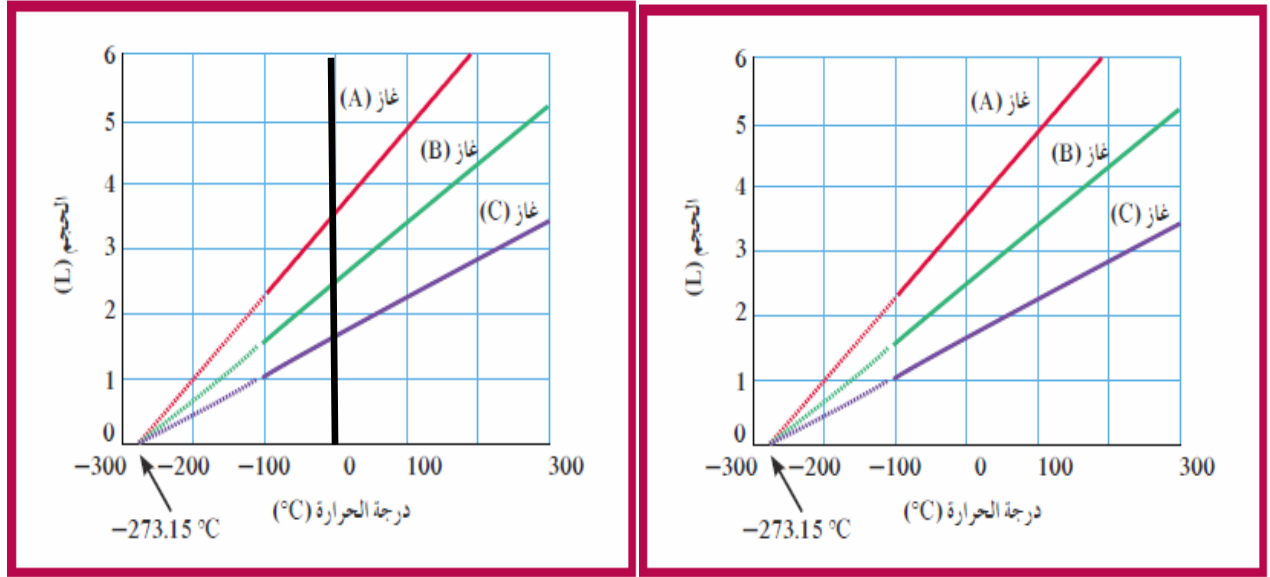
رقم واسم الوحدة	الفصل	اسم الفصل	الدرس	الموضوع	توزيع الحصص	الشهر	مجموع الحصص
الغازات الوحدة الأولى :	الأول	سلوك الغازات	1-1	خواص الغازات	1	سبتمبر و أكتوبر	12
		الغازات	2-1	العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز	1		
	الثاني	قوانين الغازات	1-2	قوانين الغازات	5		
			2-2	الغازات المثالية	1		
			3-2	الجسيمات الغازية : مخاليلها وحركتها	3		
			مراجعة الوحدة الأولى				
الكيميائي والإتزان الكيميائي الوحدة الثانية : سرعة التفاعل	الأول	سرعة التفاعل الكيميائي والإتزان الكيميائي	1-1	سرعة التفاعل	4	أكتوبر و نوفمبر	12
		2-1	التفاعلات العكوسة والإتزان الكيميائي	7			
	الثاني	الإنتروبي	1-2	تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما	معلق		
			مراجعة الوحدة الثانية				
الأحماض والقواعد الوحدة الثالثة :	الأول	الأحماض والقواعد	1-1	وصف الأحماض والقواعد	3	نوفمبر و ديسمبر	12
			2-1	تسمية الأحماض والقواعد	1		
			3-1	كاتيونات الهيدروجين والحموضة	4		
			4-1	قوة الأحماض والقواعد	3		
	مراجعة الوحدة الثالثة			1			
	مجموع حصص الفترة الدراسية الأولى				36		

الفترة الدراسية الأولى (الجزء الأول)

** الوحدة الأولى (الغازات) :

- 1- عدد الحصص الدراسية المقترحة لهذه الوحدة هو (12) حصة .
- 2- نقترح عند بدء تدريس وحدة الغازات إجراء مقارنة بسيطة بين حالات المادة الثلاثة (الصلبة والسائلة والغازية) من حيث الحجم والشكل وقابلية الإنضغاط وقوة التجاذب بين الجسيمات .
- 3- لأيسأل الطالب في المعادلة الرياضية الواردة بالنشاط (اكتشف بنفسك) ص 12 .
- 4- التأكيد على الزملاء توضيح إستنتاج قوانين الغازات دون أن تطلب من الطلاب في أسئلة الإمتحانات .
- 5- عند تدريس موضوع الغازات تعطى أمثلة حسابية لتوضيح المفهوم بحيث لا يطغى الجانب الحسابي على المفاهيم العلمية ، مع الإلتزام بالوحدات الواردة بكتاب الطالب عند دراسة المتغيرات من ضغط و حجم ودرجة الحرارة .
- 6- عند حل المسائل الخاصة بالغازات تتبع الطريقة الواردة بكتاب الطالب والالتزام بالوحدات المستخدمة ووضع المعطيات لتحديد المطلوب من السؤال وبالتالي اختيار القانون (العلاقة الرياضية) المناسب للحل .
- 7- يمكن استخدام القانون الموحد للغازات لكمية معينة من الغاز لحل جميع المسائل التي تعتمد على قوانين بويل ، تشارلز ، جاي لوساك ، أي التي تكون فيها (n) كمية ثابتة ، بالإضافة إلى أي متغير آخر .
- 8- الاهتمام بإجراء الدروس العملية لتحقيق قوانين الغازات وكذلك الاهتمام برسم وقراءة العلاقات البيانية التي تؤكد هذه القوانين .
- 9- التأكيد على أن الظروف القياسية المستخدمة عند إجراء العمليات الحسابية للمواد في الحالة الغازية هي 0°C (273 K) ، 101.3 kPa .
- 10- التأكيد على إستخدام وحدة الكيلو باسكال (kPa) فقط كوحدة لمتغير الضغط .
- 11- يرجى الالتزام بحل أمثلة ومسائل تتناول المفاهيم الموجودة بكتاب الطالب أو الواردة في التوجيهات .
- 12- الحرص على ربط المفاهيم العلمية للغازات ببعض التطبيقات والمشكلات الحياتية .
- 13- الإلتزام بالمصطلحات العلمية كما جاءت بكتاب الطالب ، التأكيد على أن ما يرد في الأفكار الرئيسية في نهاية الوحدة مجرد نقاط تذكيرية ولايُعتد بها كمصطلحات علمية .
- 14- قيمة ثابت الغاز المثالي عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (8.31 kPa.L / mol.K)
- 15- تدريب الطلاب على تصميم خرائط المفاهيم بأنفسهم .
- 16- ص 20 (شكل 10) يتم الأخذ في الاعتبار عدد الجسيمات في الوعاءين بحيث يكونا متساويين .
- 17- التأكيد على تعريف (درجة الصفر المطلق) بأنها أقل درجة حرارة ممكنة عندها يكون متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز تساوي الصفر نظريا .

18- يراعى الانتباه للمنحنيات التالية :



ص32 الإنتباه لمداول حجم الأسهم في شكل (21) .

**** إثرائى ويمكن توضيحه للطلاب كالتالي :**

*** قانون الغاز المثالى والنظرية الحركية :**

في المناقشات السابقة للنظرية الحركية وقوانين الغازات افترضنا أن الغازات كانت مثالية .

والغاز المثالى : هو الغاز التي يتبع قوانين الغازات عند جميع الظروف من الضغط ودرجة الحرارة ، يخضع

لفرضيات النظرية الحركية بدقة .

∴ يجب أن يخضع مثل هذا الغاز بدقة لفرضيات النظرية الحركية . وعلى ذلك تكون جسيماته بدون حجم ولا تستطيع أن

تنجذب بعضها إلى بعض على الإطلاق .

* ولكن لا يوجد غاز له مثل هذه الخواص التي يملكها الغاز المثالى ، أي لا وجود للغاز المثالى .

∴ لا يوجد غاز سلوكه مثالى عند جميع الضغوط ودرجات الحرارة .

ما أسباب حيود الغازات الحقيقية عن السلوك المثالى ؟

* يمكن معرفة الأسباب التي تؤدي إلى حيود الغازات الحقيقية عن السلوك المثالى بالرجوع إلى فرضيات النظرية

الحركية للغازات . حيث افترضت النظرية ما يلي :

1 - عدم وجود قوى تجاذب بين جزيئات الغاز .

إلا أن هذه القوى موجودة بين جميع جزيئات الغازات الحقيقية والدليل على ذلك أنه يمكن إسالتها . لكن في درجات الحرارة العالية والضغط المنخفضة تتحرك جزيئات الغاز بسرعة كبيرة ، كما أن المسافات بينها تكون كبيرة ، لهذا يمكن إهمال قوى التجاذب الموجودة بينها ، أما عند درجات الحرارة المنخفضة والضغط المرتفعة ، فإن الطاقة الحركية للجزيئات تقل ، والمسافات بينها تقل ، فتزداد قوى التجاذب بينها .

2 - الحجم الفعلي لجزيئات الغاز ضئيل جدا عند مقارنته بحجم الإناء الحاوي له لهذا يتم إهماله .
إلا أنه عند درجات الحرارة المنخفضة والضغط المرتفعة يقل حجم الغاز فيصبح لجزيئات الغاز حجم فعلي لا يمكن إهماله .

* كما تؤثر طبيعة الغاز كذلك في حيوده عن السلوك المثالي فالغازات القطبية مثل HCl , NH_3 ، وكذلك غاز CO_2 تحيد حيودا ملحوظا عن السلوك المثالي ، بينما الغازات غير القطبية مثل H_2 , O_2 , N_2 , CH_4 والغازات النبيلة مثل Ne , He تكون أقل حيودا ، ويقترب سلوكها من سلوك الغاز المثالي .

* ثمة سلوك مهم للغازات الحقيقية تختلف فيها عن سلوك الغاز المثالي الافتراضي ، وهو إمكانية إسالتها وذلك بالتبريد وتحت تأثير الضغط المرتفع.

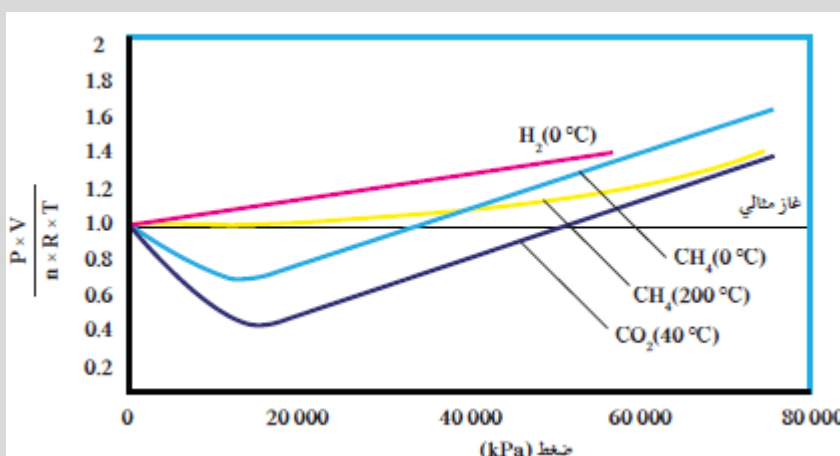
* يمكن تحليل مدى حيود الغاز عن السلوك المثالي بالرجوع الى النسبة :

$$\frac{P \times V}{T \times n \times R} = 1$$

حيث أن هذه النسبة تساوي الواحد الصحيح بالنسبة للغاز المثالي وإذا رسمنا العلاقة بين هذه النسبة والضغط نحصل على خط أفقي

مستقيم مواز لمحور الضغط للغاز المثالي

لأن هذه النسبة ثابتة .



تصبح أكبر أو اصغر من الواحد الصحيح .

$$\frac{P \times V}{T \times n \times R}$$

أما الغازات الحقيقية فإن هذه النسبة

* وعلى ذلك يكون الحيود موجباً (فوق الخط الأفقي) أو سالباً (تحت الخط الأفقي)

1- إناء حجمه (2 L) به غاز هيدروجين تحت ضغط (40.52 kPa) ، وآخر حجمه (6 L) به غاز نيتروجين تحت ضغط (40.52 kPa) ، فإذا ظلت درجة حرارتهما ثابتة ومتساوية وتم وضع الغازين في إناء آخر حجمه (8 L) ، احسب الضغط الكلي للغازين في الإناء الجديد .

2- إناء زجاجي حجمه (2 L) به غاز هيدروجين تحت ضغط (101.3 kPa) ، وإناء آخر حجمه (8 L) به غاز نيتروجين تحت ضغط (151.95 kPa) ، احسب الضغط الكلي للغازين عند توصيل الإناءين معا عند ثبوت درجة الحرارة (مع إهمال حجم الوصلة بينهما) .

3- جُمعت كمية من غاز الميثان (كتلتها (8 g) في إسطوانة سعتها (2 L) عند درجة حرارة (37°C) . احسب الضغط داخل الإسطوانة . علما بأن ($M_{wt}(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$)

4- مخلوط مكون من (10 g) من غاز النيون Ne ، وكمية من غاز الأكسجين O_2 موضوع في إناء حجمه (10 L) عند درجة (300 K) ، فإذا كان الضغط الكلي داخل الإناء يساوي (400 kPa) ، احسب كتلة غاز الأكسجين داخل الإناء . علما بأن ($R = 8.31$ ، $O = 16$ ، $Ne = 20$)

5- يحوي دورق سعته (2L) على غاز الهيليوم تحت ضغط (800 kPa) ، ويحوي دورق آخر سعته (6 mL) على غاز نيتروجين تحت ضغط (600 kPa) . احسب الضغط الكلي لمخلوط الغازين معاً عند توصيل الدورقان ، عند ثبوت درجة الحرارة ، وإهمال حجم الوصلة بينهما .

** الوحدة الثانية (سرعة التفاعلات الكيميائية والإتزان الكيميائي) :

- 1- عدد الحصص الدراسية المقترحة لهذه الوحدة هو (12) حصة .
- 2- التأكيد على ربط مفهوم سرعة التفاعل بتطبيقات حياتية مثل (لهب الأوكسي أسيتلين) ، (نضج الفاكهة بإستخدام غاز الإيثين) ، (تكّون صدأ الحديد في الهواء الرطب) .
- 3- يرتبط مفهوم قياس سرعة التفاعل بمعدل إستهلاك إحدى المتفاعلات خلال وحدة الزمن أو بمعدل تكّون إحدى النواتج خلال وحدة الزمن .

معدل سرعة التفاعل =	التغير في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة	=	مول / لتر
	زمن هذا التغير		ثانية

- 4- التأكيد على مناقشة وتوضيح منحنى تطور التفاعل (ص 65) من خلال مصور أو بإستخدام جهاز العرض .
- 5- إجراء الأنشطة العملية الموجودة بكراس التطبيقات مع المناقشة النظرية للمفاهيم العلمية جنباً إلى جنب .
- 6- تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على نوع وعدد الروابط التي تتكسر في المتفاعلات وتلك التي تتكون في النواتج وبالتالي تعتمد على تركيب وطبيعة المواد المشتركة في التفاعل .
- وعليه نتوقع أن تكون سرعة التفاعلات التي يصاحبها تفكك عدد أقل من الروابط الكيميائية أسرع من تلك التفاعلات التي يصاحبها تفكك عدد أكبر من الروابط الكيميائية (نفس الأنواع من الروابط)
- 7- تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي أيضاً على الصفات الكيميائية والحالات الفيزيائية للمواد المتفاعلة .
- (تفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات والجزيئات ، وتفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات ، وتفاعل الجزيئات قليلة الروابط أسرع من تفاعل الجزيئات كثيرة الروابط)
- 8- العامل الحفاز هو المادة التي تزيد من سرعة التفاعل ولكنها لا تتغير عند إنتهاء هذا التفاعل ويمكن إستعادتها ، والعامل الحفاز يمكن أن يدخل في التفاعل ويتغير تركيبه أو تركيزه أثناء التفاعل ولكنه يتعدل تلقائياً بحيث يبقى كما هو في نهاية التفاعل وتبقى كميته كما هي .
- 9- العامل الحفاز يؤدي إلى الوصول بالجزيئات المتفاعلة إلى مستوى أعلى من الطاقة يمكنها من التفاعل .

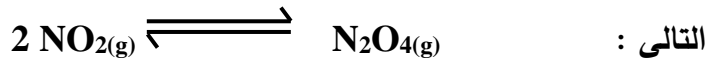


عدد التصادمات الفعالة	سرعة التفاعل = ∞	-10
الزمن بالثانية		

- 11- العامل الحفاز يزيد من عدد التصادمات الفعالة (المؤثرة) ويوجد آلية ذات طاقة تنشيط أقل من اللازمة للتفاعل .

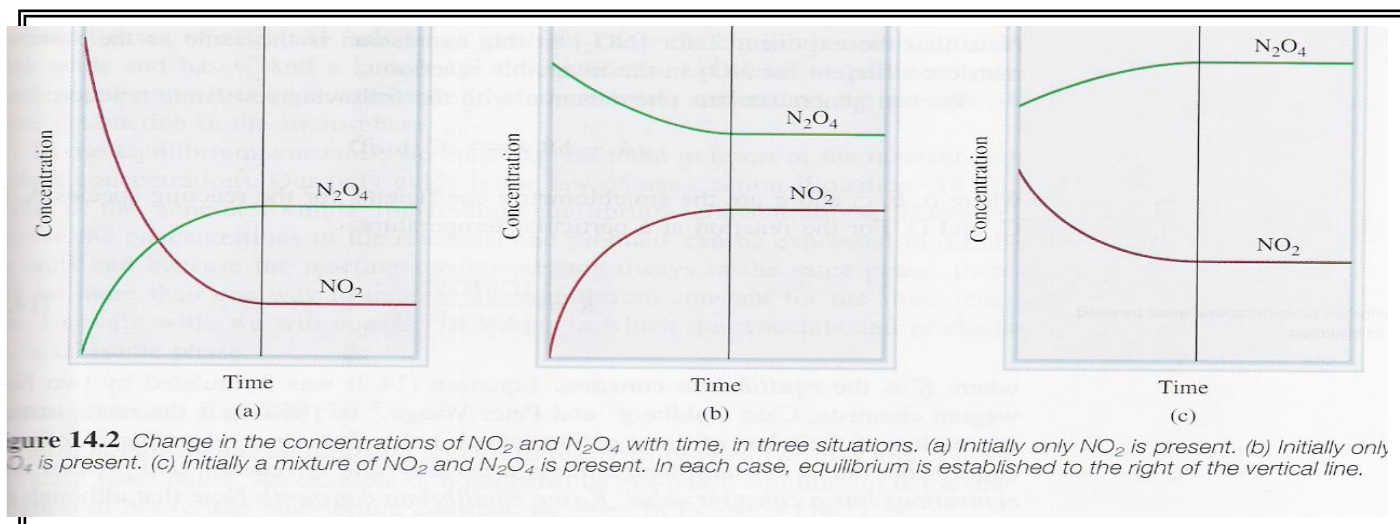
12- يزداد عدد التصادمات الفعالة (المؤثرة) بزيادة تركيز المواد المتفاعلة و برفع درجة الحرارة وزيادة مساحة سطح الجسيمات المتفاعلة (بطحنها مثلا) .

13- التأكيد على أنه يمكن الوصول إلى نفس موضع الاتزان إذا بدأنا التفاعل بالمواد الداخلة في التفاعل أو بالمواد الناتجة عن التفاعل أو بمخلوط منهما طالما أن الظروف لم تتغير، مثال على ذلك النظام المتزن



التالي :

حيث يتضح من الشكل البياني أنه يمكن الوصول إلى حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي للتفاعل سواء بدأ التفاعل باستخدام NO_2 (a) أو N_2O_4 (b) أو بمخلوط منهما (c) .



14- عند كتابة تعبير ثابت الاتزان للتفاعلات العكوسة غير المتجانسة التي تحتوي مواد صلبة أو مواد سائلة نقيه (كاذب) يعتبر تركيز هذه المواد النقية مقدارا ثابتا يساوي الوحدة ، لهذا لا يظهر في تعبير ثابت الاتزان. ويمكن توضيح سبب ذلك فيما يلي :

التركيز بالمول / لتر	=	$\frac{\text{ms بالجرام}}{\text{M wt.} \times V_L}$	=	$\frac{\text{الكثافة جرام / لتر}}{\text{كتلة المول جرام / مول}}$
----------------------	---	---	---	--

وحيث أن كثافة المادة الصلبة أو السائل النقي ثابتة وكتلة المول ثابتة فيكون التركيز بالمول / لتر لكل من المادة الصلبة أو الحالة السائلة النقية يساوي مقدارا ثابتا.

التركيز بالمول / لتر	=	$\frac{\text{ثابت}}{\text{ثابت}}$	=	ثابت
----------------------	---	-----------------------------------	---	------

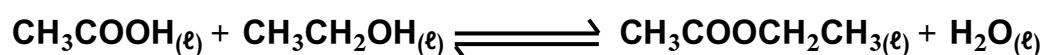
15- التأكيد على أن قيمة ثابت الاتزان للتفاعل العكوس في الاتجاه العكسي تساوي مقلوب قيمة ثابت الاتزان لنفس التفاعل في الاتجاه الطردي عند حسابهما في نفس الظروف .

16- التأكيد على أن تراكيز المواد التي تظهر في تعبير ثابت الاتزان تؤثر على موضع الاتزان لكنها لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان .

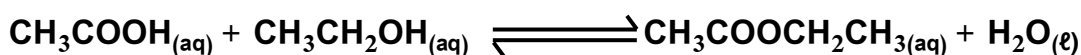
- 17- التأكيد على أنه عند دراسة أثر تغيير الضغط على موضع الاتزان يجب الأخذ في الاعتبار عدد مولات المواد الغازية فقط في طرفي المعادلة الكيميائية ، أما المواد الصلبة أو السائلة فتعتبر مقادير ثابتة وبالتالي لا تتأثر بتغير الضغط ، والتأكيد على أن تغيير الضغط لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان .
- 18- التأكيد على أن تغيير درجة الحرارة يؤثر على كل من موضع الاتزان ، وقيمة ثابت الاتزان .
- 19- يجب على الزميل تذكير الطلاب بمفهوم التغير في الإنثالبي ΔH وإشارته والربط بمفهوم ماص أو طارد للحرارة .

ملاحظة اضافية للمعلم فقط

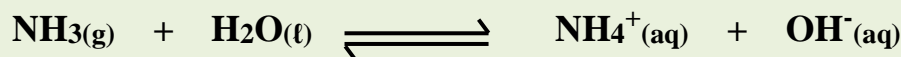
يمكن التعامل مع معادلة تفاعل حمض الأسيتيك مع الايثانول بهذه الأطوار :



كما يمكن أيضا التعامل معها بهذه الأطوار

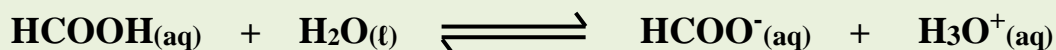


(أ) أذيت كمية من غاز الأمونيا في الماء وترك المحلول حتى حدث الاتزان التالي :



وعند الاتزان وجد أن تركيز كل من الأمونيا وأنيون الهيدروكسيد في المحلول يساوي (0.02 M) ،
(0.0006 M) على الترتيب ، المطلوب حساب قيمة ثابت الاتزان (K_{eq}) للنظام السابق .

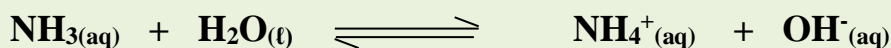
(ب) ترك محلول لحمض الفورميك (HCOOH) في الماء حتى حدث الاتزان التالي :



فإذا وجد أن تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول عند الاتزان يساوي ($4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$) ، فاحسب
تركيز الحمض عند الاتزان ، علما بأن قيمة ثابت الاتزان (K_{eq}) يساوي (1.764×10^{-4})

(ج) أذيت كمية من غاز الأمونيا في الماء عند (25°C) وتكون محلول تركيزه الابتدائي (0.012 M) .

وحدث الاتزان التالي :



فإذا وجد أن [OH-] في المحلول عند الاتزان يساوي ($4.6 \times 10^{-4} \text{ M}$) . فاحسب قيمة ثابت الاتزان
(K_{eq}) .

**** الوحدة الثالثة (الأحماض والقواعد) :**

- 1- عدد الحصص الدراسية المقترحة لهذه الوحدة هو (12) حصص .
- 2- عند تدريس النظريات الخاصة بتعريف وتفسير سلوك الأحماض والقواعد يعطى للطالب أمثلة متعددة لتوضيح مفهوم كل من الحمض والقاعدة حسب كل نظرية، و يمكن معالجة الموضوع عن طريق إجراء بعض التجارب العملية البسيطة التي يمكن منها التوصل إلى تشابه الأحماض في كثير من الخواص (التأثير على صبغة تباع الشمس ...) ، وكذلك بالنسبة للقواعد .
- 3- يناقش ناتج تأين الأحماض المختلفة في الماء للتوصل إلى مفهوم حمض أرهينيوس ، ويتبع نفس الأسلوب للتوصل إلى تعريف أرهينيوس للقاعدة .
- 4- من خلال قصور نظرية أرهينيوس لتفسير السلوك الحمضي للمركب (NH_4Cl) والسلوك القاعدي للمركب (NH_3) يمكن التوصل إلى تعريف برونستد، وبنفس الأسلوب يمكن التوصل إلى تعريف لويس لتفسير السلوك الحمضي للمركب (BF_3) والسلوك القاعدي للمركب (NH_3) .
- 5- عند تدريس تعريف برونستد - لوري للأحماض والقواعد يمكن للزميل إثبات التأثير الحمضي لمحالييل بعض الأملاح (كلوريد الامونيوم ، أو كلوريد الألمنيوم) والتأثير القاعدي لمحالييل بعض الأملاح (أسيتات الصوديوم أو كربونات الصوديوم) من خلال التجريب العملي .
- 6- نؤكد على إجراء المقارنة بين تعاريف كل من الحمض والقاعدة حسب أرهينيوس ، برونستد - لوري ، لويس ، ويمكن الاستعانة لتحقيق ذلك بجهاز العرض العلوي .
- 7- نؤكد أن قواعد أرهينيوس هي المركبات التي تحتوي في تركيبها الكيميائي على أنيون الهيدروكسيد مثل (NaOH ، KOH ، Mg(OH)_2 ، Ca(OH)_2) وبالتالي يمكن تعديل تعريف قواعد أرهينيوس كالتالي : " المركبات التي تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وتتفكك لتعطي أنيون الهيدروكسيد OH^- في المحلول المائي "
- 8- ضرورة إعطاء أمثلة لمعادلات كيميائية متنوعة لتحديد الحمض والحمض المرافق ، القاعدة والقاعدة المرافقة و كذلك الأزواج المترافقة (على أن يُكتفى في المعادلات بأن يعرف الطالب أن الأنواع الموجودة في الطرف الأيسر تمثل الحمض والقاعدة أما الموجودة في الطرف الأيمن فإنها تمثل الحمض المرافق والقاعدة المرافقة)
- 9- عند تدريس تعريف لويس يجب أن يدرك الطالب أنه يمكن تفسير السلوك الحمضي والقاعدي لأي مادة بمعرفة التركيب الإلكتروني لها ، مع التركيز على الأمثلة البسيطة والواضحة ، علما بأن أي نوع يسلك كحمض أو كقاعدة حسب مفاهيم أرهينيوس أو برونستد - لوري يمكن تفسير سلوكه حسب لويس .
- 10- يُكتفى عند تدريس الأحماض الشائعة بأمثلة للأحماض التي يمكن تفسيرها بمفهوم أرهينيوس .

11- ضرورة إعطاء نبذة مختصرة عن الأحماض العضوية والتأكيد على أن الهيدروجين البدول في الأحماض العضوية هو الموجود في مجموعات الكربوكسيل COOH -

12- قبل تدريس تسمية الأحماض الأكسجينية يتم إنعاش ذاكرة الطالب بكيفية حساب عدد التأكسد للذرة المركزية

13- نقترح على المعلم أن يوضح بطريقة مبسطة أسماء الشقوق الحمضية أثناء تسمية الأحماض .

14- التأكيد على ضرورة شرح جميع الاستنتاجات الموجودة بالكتاب حتى يتعرف الطالب على العلاقات التي سوف يستخدمها في حل المسائل، لكن لا يُسأل الطالب عن هذه الاستنتاجات ، ولا تُرد في الامتحانات ، ونهتتم باستخدام العلاقات التي توصلنا إليها في حل الأمثلة والتمارين وأسئلة التقويم .

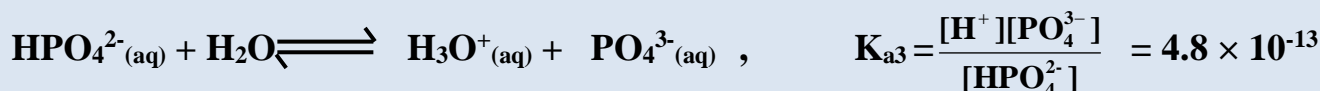
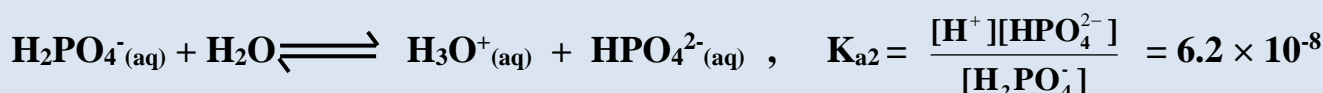
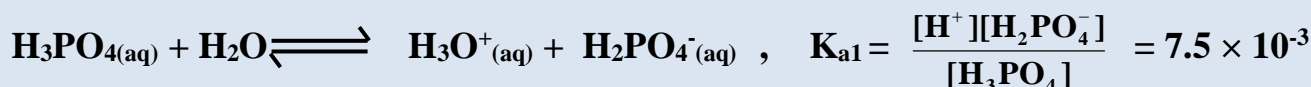
15- التأكيد على إعطاء أسئلة وتطبيقات لإيجاد العلاقة بين $[\text{H}^+]$ ، $[\text{OH}^-]$ أو pH ، pOH للماء المقطر (النقي) عند درجات حرارة مختلفة ، حيث $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$ وكذلك للمحاليل الحمضية والقاعدية .

16- في الماء النقي يكون ($\text{pOH} = \text{pH}$) عند جميع درجات الحرارة .

17- ثابت التآين للماء عند (25°C) مقدارا ثابتا يجب أن يحفظه المتعلم وهو (1×10^{-14})

18- بالنسبة للأحماض عديدة البروتون المرحلة الأولى لتآين الحمض يكون فيها الحمض أقوى وثابت التآين K_{a1} له أكبر ، لكن في المرحلة الثانية يعتبر الحمض أضعف وثابت التآين الثاني K_{a2} له أقل .

بالنسبة لحمض الفوسفوريك (H_3PO_4) يمكن كتابة معادلات تأينه كما يلي :



و نلاحظ من هذه المعادلات أن ثوابت التآين لمثل هذه الأحماض عديدة البروتون تقل بدرجة كبيرة بالنسبة للمرحلتين الثانية والثالثة .

19- تعطى أسئلة وتمارين على العلاقة بين $[\text{H}^+]$ ، $[\text{OH}^-]$ ، pH ، pOH بدلالة أي منهم .

20- يجب على المعلم التأكيد على أن الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة وبالعكس فإن الحمض الضعيف تكون قاعدته المرافقة قوية وكذلك بالنسبة للقاعدة ، فإن القاعدة القوية يكون حمضها المرافق ضعيفا وبالعكس (هذا المفهوم سنحتاج له عند تدريس مفهوم تميؤ الأملاح) .

21- التأكيد على إستنتاج معادلة مدى الدليل وغير مطلوب من الطالب في الإمتحانات إستنتاج معادلة مدى الدليل .

22- عند دراسة الأدلة يراعى أن لا يطلب من الطالب حفظ مدى الدليل ، ويعطى له المدى في السؤال إذا لزم الأمر، لكن يجب أن يعرف الطالب متى يظهر لون الحالة القاعدية للدليل الحمضي (لون أيون الدليل In^-) ومتى يظهر لون الحالة الحمضية له (لون جزئ الدليل غير المتأين HIn) .

23- يُكتفى بمعرفة ألوان الحالة الحمضية والحالة القاعدية واللون الوسطي للأدلة (الميثيل البرتقالي - الميثيل الأحمر - الفينولفثالين - الثايمول الأزرق القاعدي) .

بعض أدلة التعادل (أدلة معايرات الأحماض والقواعد)

م	الاسم الشائع للدليل	لون الحالة الحمضية للدليل	اللون الوسطي ومدى الدليل	لون الحالة القاعدية للدليل
1	الميثيل البرتقالي	أحمر	3.1 – 4.4 برتقالي	أصفر
2	الميثيل الأحمر	أحمر	4.2 – 6.1 برتقالي	أصفر
3	الفينولفثالين	عديم اللون	8.3 – 10 زهري فاتح جدا	زهري
4	الثايمول الأزرق القاعدي	أصفر	8 – 9.6 أخضر	أزرق

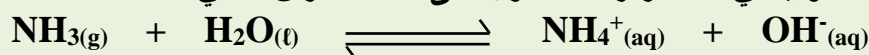
24- التأكيد (عند المقارنة) على ربط قوة الحمض بقيمة ثابت التأين K_a وقوة القاعدة بقيمة ثابت التأين K_b

25- التأكيد على مفهوم قوة الحمض وتركيز الحمض .

26- يمكن التعامل مع إسم العالم برونستد أيضا بإسم برونشتد .

مسألة إضافية لحساب (K_b) تعطى للمتعلمين :

أذيت كمية من غاز الأمونيا في الماء وترك المحلول حتى حدث الاتزان التالي :



وعند الاتزان وجد أن تركيز كل من الأمونيا وأنيون الهيدروكسيد في المحلول يساوي (0.0006 M ، 0.02 M) على الترتيب ، المطلوب حساب قيمة ثابت الاتزان (K_{eq}) للأمونيا .

الأنشطة العملية المقررة للفصل الدراسي الأول

م	رقم النشاط	الموضوع	الصفحة
1	الأول	قوانين الغازات - قانون بويل	15
2	الثاني	قوانين الغازات - قانون تشارلز	18
3	الثالث	تأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعل	21
4	الرابع	تأثير التركيز المولاري في سرعة التفاعل	24
5	الخامس	مساحة السطح وسرعة التفاعل	27
6	السادس	تأثير التركيز المولاري في موضع الإتزان	30
7	السابع	تأثير درجة الحرارة في موضع الإتزان	34
8	الثامن	تأثير تخفيف المحلول المائي لحمض قوي وحامض ضعيف على قيمة الأس الهيدروجيني pH	37

توزيع درجة الإمتحان العملي

م	بنود التقويم	الدرجة
1	خطوات التجربة والملاحظات والاستنتاج	1½
2	النتيجة النهائية	1
3	المهارات	1
4	السلوك المخبري	½
	المجموع	4

ثوابت التآين لبعض الأحماض الشائعة عند 25°C

ثوابت التآين			قوة الحمض	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
Ka ₃	Ka ₂	Ka ₁			
		تام التآين	قوي	HCl	حمض الهيدروكلوريك
		تام التآين	قوي	HI	حمض الهيدروبيوديكي
		تام التآين	قوي	HBr	حمض الهيدروبروميكي
		تام التآين	قوي	HClO ₄	حمض البيركلوريك
		تام التآين	قوي	HClO ₃	حمض الكلوريك
		تام التآين	قوي	HNO ₃	حمض النيتريك
	1.3 x 10 ⁻²	تام التآين	قوي	H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك
	6.1 x 10 ⁻⁵	6.5 x 10 ⁻²	ضعيف	COOH COOH	حمض الأكساليك
4.8 x 10 ⁻¹³	6.2 x 10 ⁻⁸	7.5 x 10 ⁻³	ضعيف	H ₃ PO ₄	حمض الفوسفوريك
		1.7 x 10 ⁻⁴	ضعيف	HCOOH	حمض الفورميكي
		4.5 x 10 ⁻⁴	ضعيف	HNO ₂	حمض النيتروز
		7.1 x 10 ⁻⁴	ضعيف	HF	حمض الهيدروفلوريك
		1.3 x 10 ⁻⁵	ضعيف	CH ₃ CH ₂ COOH	حمض البروبانويكي
		1.8 x 10 ⁻⁵	ضعيف	CH ₃ COOH	حمض الأسيتيك
		6.5 x 10 ⁻⁵	ضعيف	C ₆ H ₅ -COOH	حمض البنزويكي
	1 x 10 ⁻¹⁹	9.5 x 10 ⁻⁸	ضعيف	H ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك
	4.8 x 10 ⁻¹¹	4.2 x 10 ⁻⁷	ضعيف	H ₂ CO ₃	حمض الكربونيك
		3.0 x 10 ⁻⁸	ضعيف	HClO	حمض الهيبوكلوروز
		2.5 x 10 ⁻⁹	ضعيف	HBrO	حمض الهيبوبروموز
		4.9 x 10 ⁻¹⁰	ضعيف	HCN	حمض الهيدروسيانيكي

ثوابت التآين لبعض القواعد الشائعة عند 25°C

ثوابت التآين			قوة القاعدة	الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
Kb ₃	Kb ₂	Kb ₁			
		تام التآين	قوي	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
		تام التآين	قوي	KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
		تام التآين	قوي	LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
		تام التآين	قوي	RbOH	هيدروكسيد الروبيديوم
		تام التآين	قوي	CsOH	هيدروكسيد السيزيوم
		تام التآين	قوي	Ba(OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم
		تام التآين	قوي	Mg(OH) ₂	هيدروكسيد المغنسيوم
		تام التآين	قوي	Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
		5.6×10^{-4}	ضعيف	C ₂ H ₅ -NH ₂	إيثيل أمين
		4.4×10^{-4}	ضعيف	CH ₃ -NH ₂	ميثيل أمين
		1.8×10^{-5}	ضعيف	NH ₃	محلول الأمونيا
		1.3×10^{-6}	ضعيف	H ₂ N-NH ₂	هيدرازين
		3.8×10^{-10}	ضعيف	C ₆ H ₅ -NH ₂	أنيلين