

**توجيهات**  
**منهج الكيمياء**  
**للف الثاني عشر العلمي**

**الفترة الدراسية الأولى**  
**للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م**



**وزارة التربية**

**التوجيه الفني العام للعلوم**

**اللجنة الفنية المشتركة للكيمياء**

**الصف**

**12**

**محتويات الملف :**

توزيع المنهج

توجيهات خاصة بالوحدات

المعلق + الأخطاء الفنية و المطبعية

درجات و آلية التقويم - الاطر

## مقدمة

الأخوة والأخوات معلمي ومعلمات الكيمياء المحترمين

يسر التوجيه الفني للعلوم ، اللجنة الفنية المشتركة للكيمياء ، أن يهنئكم بالعام الدراسي الجديد ٢٠١٨ - ٢٠١٩ 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 الدؤوب 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 لجال الكيمياء

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

- ١- الخطة الدراسية لمقرر الكيمياء للصف الثاني عشر هي ثلاث حصص في الأسبوع .
- ٢- 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 .
- ٣- 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 للامتحان الذي سيتم إجراؤه في نهاية الفصل الدراسي .
- د- مُعَلِّمُ الكيمياء هو المسؤول عن تنفيذ الدروس العملية ووضع خطة مسبقة للتغلب على أي عقبات وذلك بالتعاون مع بقية مُعَلِّمي الكيمياء بالمدرسة وبإشراف رئيس القسم .
- ٤- هناك ضرورة للتأكيد على أهمية مشاركة الطلاب في تنفيذ تجارب العرض أو المجموعات خاصة وان ذلك يسهم في تنمية المهارات العملية في مجال الكيمياء .
- ٥- روعي عند اختيار التجارب العملية الفردية أن تكون ملائمة لإجراء امتحان عملي بها ، وهذا يعني أن كل طالب سيقوم بإجراء تجربة واحدة عند إجراء الامتحان يتم تحديدها بالقرعة بين طلاب الصف الواحد .

### ملاحظة هامة :

**هوامش كتاب الطالب موضح عليها ما هو إثرائي للطالب ولا يُسأل عنه**

## توزيع منهج الكيمياء للصف الثاني عشر الثانوي العلمي

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

رقم واسم الوحدة	الفصل	اسم الفصل	الدرس	الموضوع	توزيع الحصص	الشهر	مجموع الحصص
الوحدة الأولى : الغازات	الأول	سلوك الغازات	١ - ١	خواص الغازات	١	سبتمبر و أكتوبر	١٢
			١ - ٢	العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز	١		
	الثاني	قوانين الغازات	١ - ٢	قوانين الغازات	٥		
			٢ - ٢	الغازات المثالية	١		
			٢ - ٣	الجسيمات الغازية : مخاليطها وحركتها	٣		
	مراجعة الوحدة الأولى			١			
الوحدة الثانية : سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي	الأول	سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي	١ - ١	سرعة التفاعل	٤	أكتوبر و نوفمبر	١٢
			١ - ٢	التفاعلات العكوسة واللاتزان الكيميائي	٧		
	الثاني	الانتروبي	١ - ٢	تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما	معلق		
	مراجعة الوحدة الثانية			١			
الوحدة الثالثة : الأحماض والقواعد	الأول	الأحماض والقواعد	١ - ١	وصف الأحماض والقواعد	٣	نوفمبر و ديسمبر	١٢
			١ - ٢	تسمية الأحماض والقواعد	١		
			١ - ٣	كاتيونات الهيدروجين والحموضة	٤		
			١ - ٤	قوة الأحماض والقواعد	٣		
	مراجعة الوحدة الثالثة			١			
	مجموع حصص الفترة الدراسية الأولى				٣٦		

# Distribution of the curriculum for Grade 12 scientific

year 2018-2019

first semester of the academic

No. and name of units	Chapter	chapter	less on	Subject	Distribution OF LESSONS	month	Sum.
Unit 1 : Gases	1	Gases Behavior	1-1	Gases Properties	1	Sep. & Oct.	12
			2-1	Factors Affecting Gas Pressure	1		
	2	Gases Laws	1-2	Gases Laws	5		
			2-2	Ideal Gas	3		
			3-2	Gas Particles: Mixtures and Movements	1		
	Unit 1 Revision				1		
Unit 2 : Chemical Reaction Rate and Equilibrium	1	Chemical Reaction Rate and Equilibrium	1-1	Rate of Reaction	4	Oct.& Nov.	12
			2-1	Reversible Reaction and Chemical Equilibrium	7		
	2	Entropy	1-2	Determining Whether a Reaction Will Occur	suspended		
	Unit 2 Revision				1		
Unit 3 : Acids and Bases	1	Acids and bases	1-1	Acids and bases Description	3	Nov. & Dec.	12
			2-1	Acids and bases Nomenclature	1		
			3-1	Hydrogen Cations and Acidity	4		
			4-1	Strength of Acids and bases	3		
	Unit 3 Revision				1		
	Total lessons of first semester				36		

## الأنشطة العملية المقررة للصف الثاني عشر علمي

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

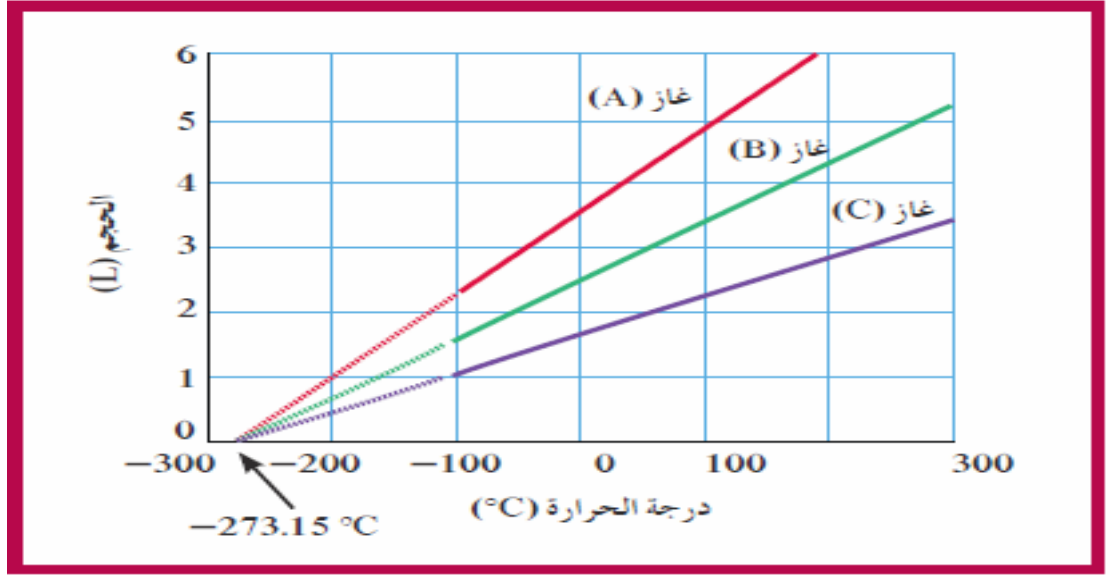
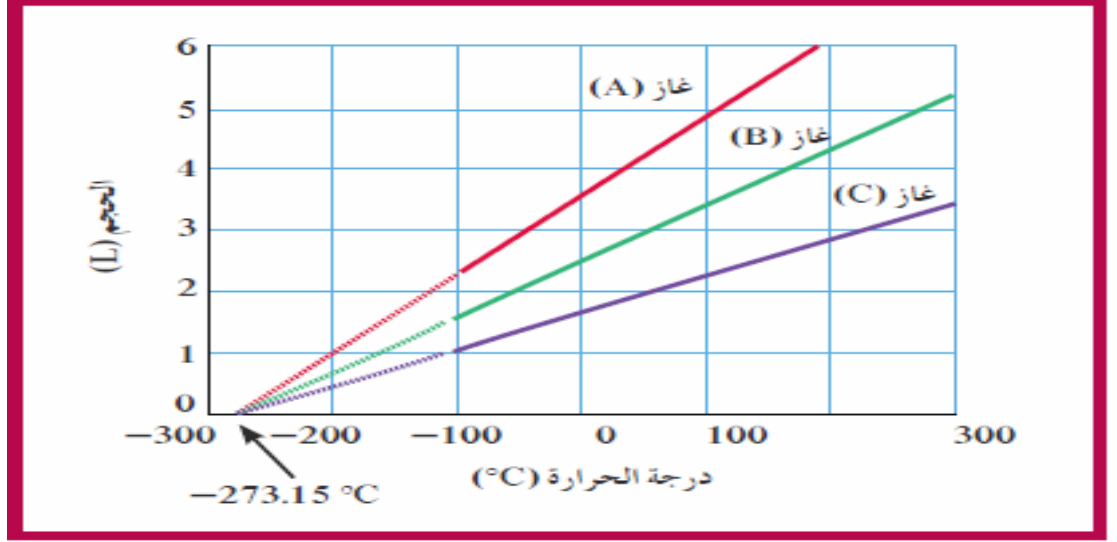
م	رقم النشاط	الموضوع	الصفحة
١	الأول	قوانين الغازات - قانون بويل (امتحان عملي)	١٥
٢	الثاني	قوانين الغازات - قانون تشارلز (امتحان عملي)	١٨
٣	الثالث	تأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعل (امتحان عملي)	٢١
٤	الرابع	تأثير التركيز المولاري في سرعة التفاعل (امتحان عملي)	٢٤
٥	الخامس	مساحة السطح وسرعة التفاعل	٢٧
٦	السادس	تأثير التركيز المولاري في موضع الاتزان	٣٠
٧	السابع	تأثير درجة الحرارة في موضع الاتزان	٣٤
٨	الثامن	تأثير تخفيف المحلول المائي لحمض قوي وحامض ضعيف على قيمة الأس الهيدروجيني pH	٣٧

- ١- نقترح عند بدء تدريس وحدة الغازات إجراء مقارنة بسيطة بين حالات المادة الثلاثة ( الصلبة والسائلة والغازية ) من حيث الحجم والشكل وقابلية الانضغاط وقوة التجاذب بين الجسيمات .
- ٢- لا يسأل الطالب في المعادلة الرياضية الواردة بالنشاط ( اكتشف بنفسك ) ص ١٢ .
- ٣- التأكيد على الزملاء توضيح استنتاج قوانين الغازات دون أن تطلب من الطلاب في أسئلة الامتحانات .
- ٤- عند تدريس موضوع الغازات تعطى أمثلة حسابية لتوضيح المفهوم بحيث لا يغطي الجانب الحسابي على المفاهيم العلمية ، مع الالتزام بالوحدات الواردة بكتاب الطالب عند دراسة المتغيرات من ضغط و حجم ودرجة الحرارة .
- ٥- 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 .
- ٦- 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 .
- ٧- الاهتمام بإجراء الدروس العملية لتحقيق قوانين الغازات وكذلك الاهتمام برسم وقراءة العلاقات البيانية التي تؤكد هذه القوانين .
- ٨- التأكيد على أن الظروف القياسية المستخدمة عند إجراء العمليات الحسابية للمواد في الحالة الغازية هي  $0^{\circ}\text{C}$  ( 273 K ) ، 101.3 kPa .
- ٩- التأكيد على استخدام وحدة الكيلو باسكال ( kPa ) فقط كوحدة لمتغير الضغط .
- ١٠- يرجى الالتزام بحل أمثلة ومسائل تتناول المفاهيم الموجودة بكتاب الطالب .
- ١١- الحرص على ربط المفاهيم العلمية للغازات ببعض التطبيقات والمشكلات الحياتية .
- ١٢- الالتزام بالمصطلحات العلمية كما جاءت بكتاب الطالب ، التأكيد على أن ما يرد في الأفكار الرئيسية في نهاية الوحدة مجرد نقاط تذكيرية ولا يعتد بها كمصطلحات علمية .
- ١٣- قيمة ثابت الغاز المثالي عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين 8,31 kPa.L / mol.K
- ١٤- تدريب الطلاب على تصميم خرائط المفاهيم بأنفسهم .

١٥- ص ٢٠ (شكل ١٠) يؤخذ بالاعتبار عدد الجسيمات في الوعاءين بحيث يكونا متساويين

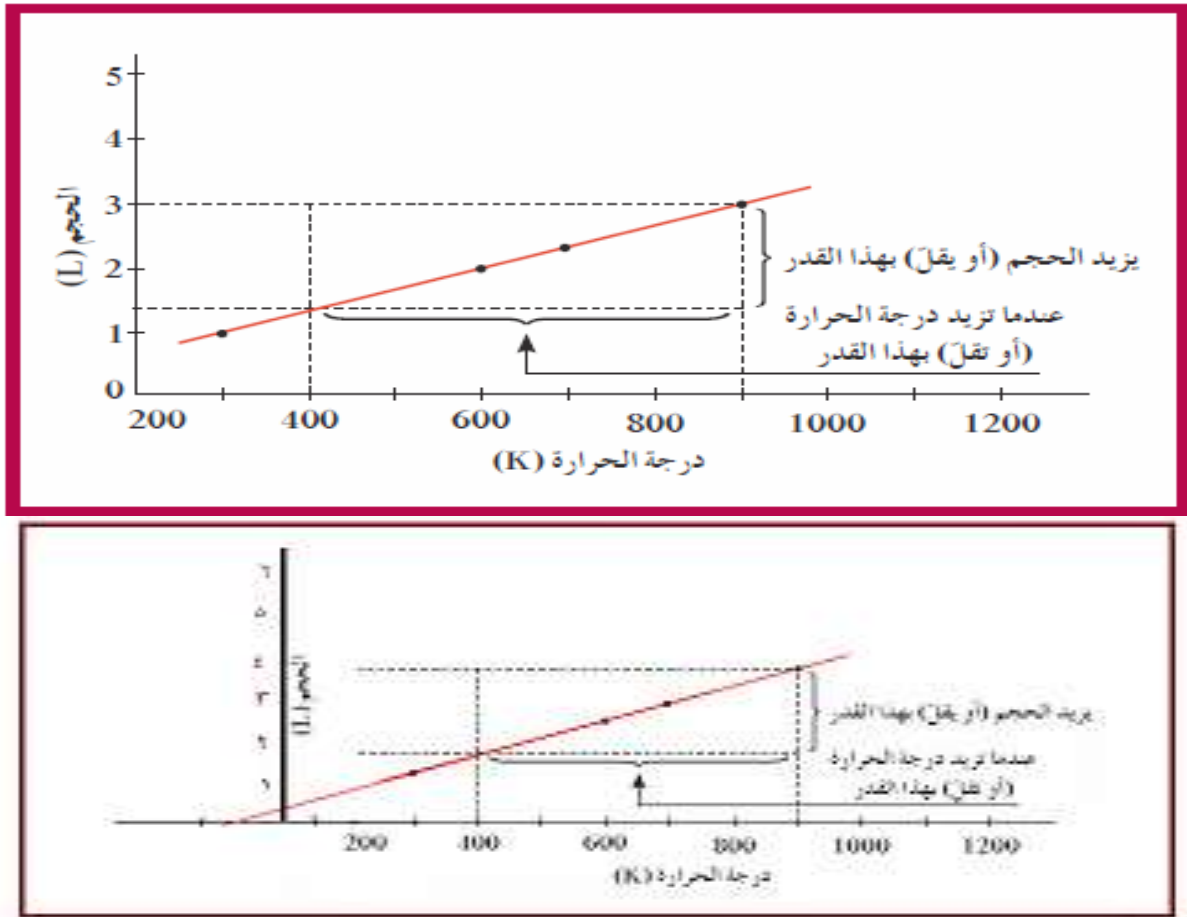
١٦- التأكيد على تعريف ( درجة الصفر المطلق ) بأنها أقل درجة حرارة ممكنة وعندها يكون متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز تساوي الصفر نظريا .

١٧- يراعى الانتباه للمنحنيات الأربعة التالية :



١٨- ص ٣٢ الانتباه لمعدل حجم الأسهم في شكل ( ٢١ ) .





### إثرائي ويمكن توضيحه للطلاب كالتالي :

#### قانون الغاز المثالي والنظرية الحركية :

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

**والغاز المثالي :** 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 المثالي ، أي لا وجود للغاز المثالي .

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

#### ما أسباب حيود الغازات الحقيقية عن السلوك المثالي ؟

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

الحركية للغازات . حيث افترضت النظرية ما يلي :

١ - 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 .

٢ - 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 .

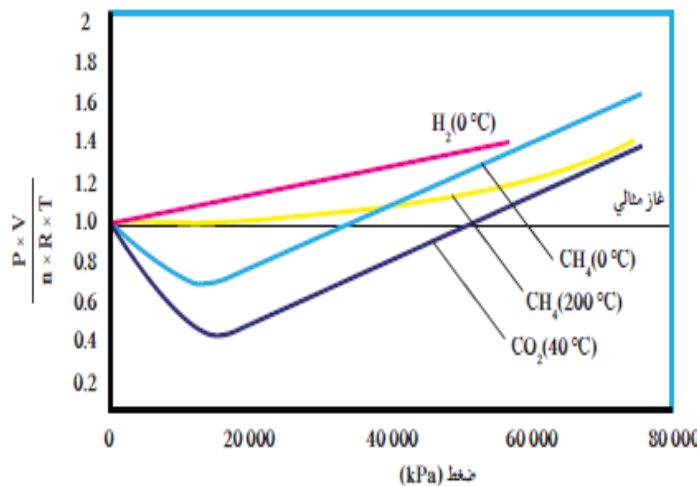
\* كما تؤثر طبيعة الغاز كذلك في حيوده عن السلوك المثالي فالغازات القطبية مثل  $\text{HCl}$  ،  $\text{NH}_3$  ، وكذلك غاز  $\text{CO}_2$  تحيد حيودا ملحوظا عن السلوك المثالي ، بينما الغازات غير القطبية مثل  $\text{H}_2$  ،  $\text{O}_2$  ،  $\text{N}_2$  ،  $\text{CH}_4$  ، والغازات النبيلة مثل  $\text{He}$  ،  $\text{Ne}$  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 .



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

أما الغازات الحقيقية فإن هذه النسبة تصبح أكبر أو أصغر من الواحد الصحيح .

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

## مسائل إضافية على قوانين الغازات تعطى للمتعلمين :

١- 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 .

٢- 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 معاً عند ثبوت درجة الحرارة ( مع إهمال حجم الوصلة بينهما ) .

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

٤- مخلوط مكون من ( 10 g ) من غاز النيون Ne ، وكمية من غاز الأكسجين O<sub>2</sub> 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 . علماً بأن ( Ne = 20 ، O = 16 ، R = 8.31 )

٥- 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 و الاتزان الكيميائي

عدد الحصص المقترحة ١٢

- ١- التأكيد على ربط مفهوم سرعة التفاعل بتطبيقات حياتية مثل ( لهب الأوكسي أسيتلين ) ، ( نضج الفاكهة باستخدام غاز الإيثين ) ، ( تكوّن صدأ الحديد في الهواء الرطب ) .
- ٢- يرتبط مفهوم قياس سرعة التفاعل بمعدل استهلاك إحدى المتفاعلات خلال وحدة الزمن أو بمعدل تكوّن إحدى النواتج خلال وحدة الزمن .

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

- ٣- التأكيد على مناقشة وتوضيح منحنى تطور التفاعل ( ص ٦٥ ) من خلال مصور أو باستخدام جهاز العرض .
- ٤- إجراء الأنشطة العملية الموجودة بكراس التطبيقات مع المناقشة النظرية للمفاهيم العلمية جنباً إلى جنب .
- ٥- 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 )
- ٦- 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 )

٧- العامل الحفاز هو المادة التي تزيد من سرعة التفاعل ولكنها لا تتغير عند انتهاء هذا التفاعل

ويمكن استعادتها ، 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

٨- العامل الحفاز يؤدي إلى الوصول بالجزيئات المتفاعلة إلى مستوى أعلى من الطاقة يمكنها من التفاعل .



٩-

عدد التصادمات الفعالة	سرعة التفاعل = ∞
الزمن بالثانية	

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

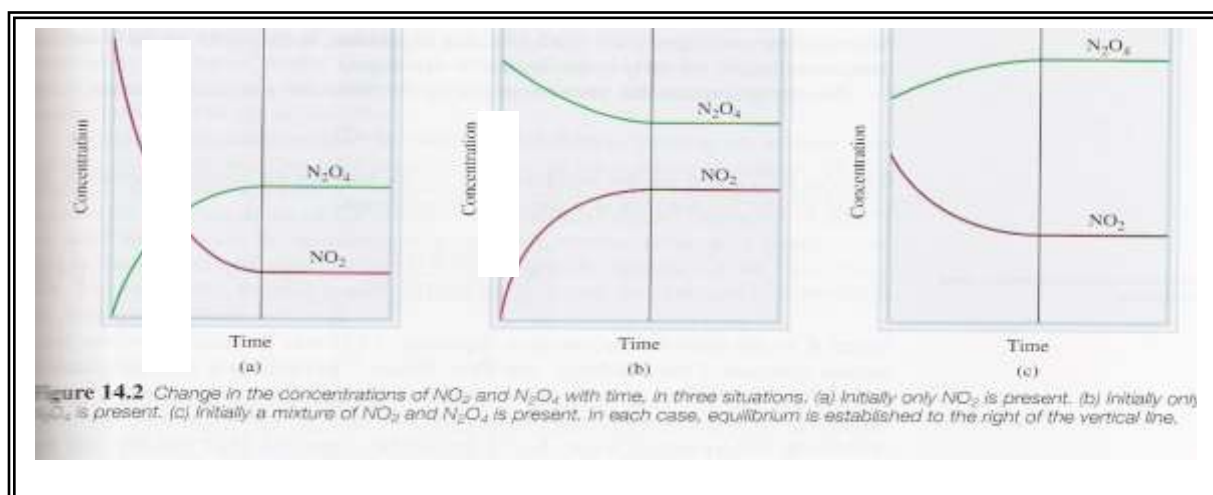
١١- يزداد عدد التصادمات الفعالة ( المؤثرة ) بزيادة تركيز المواد المتفاعلة و برفع درجة الحرارة وزيادة مساحة سطح الجسيمات المتفاعلة ( بطحنها مثلا ) .

١٢- 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 :

$$2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$$

حيث يتضح من الشكل البياني أنه يمكن الوصول إلى حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي للتفاعل سواء بدأ التفاعل باستخدام  $\text{NO}_2$  (a) أو  $\text{N}_2\text{O}_4$  (b) أو بمخلوط منهما (c) .



١٣- عند كتابة تعبير ثابت الاتزان للتفاعلات العكوسة غير المتجانسة التي تحتوي مواد صلبة أو مواد سائلة نقية ( كمنظف ) يعتبر تركيز هذه المواد النقية مقداراً ثابتاً يساوي الوحدة ، لهذا لا يظهر في تعبير ثابت الاتزان. ويمكن توضيح سبب ذلك فيما يلي :

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 مقداراً ثابتاً.

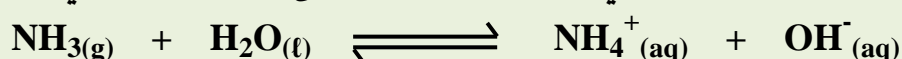
$$\text{التركيز بالمول / لتر} = \frac{\text{ثابت}}{\text{ثابت}} = \text{ثابت}$$

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

- ١٤- 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 .
- ١٥- التأكيد على أن تراكيز المواد التي تظهر في تعبير ثابت الاتزان تؤثر على موضع الاتزان لكنها لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان .
- ١٦- 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 .
- ١٧- التأكيد على أن تغيير درجة الحرارة يؤثر على كل من موضع الاتزان ، وقيمة ثابت الاتزان .
- ١٨- يجب على الزميل تذكير الطلاب بمفهوم التغير في الإنثالبي  $\Delta H$  وإشارته والربط بمفهوم ماص أو طارد للحرارة .

### مسائل إضافية لحساب ( $K_{eq}$ ) تعطى للمتعلمين :

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

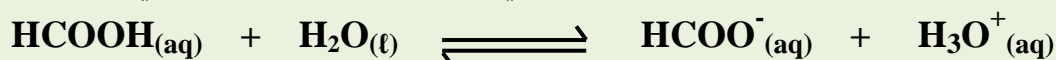


وعند الاتزان وجد أن تركيز كل من الأمونيا وأنيون الهيدروكسيد في المحلول يساوي

(  $0.02 \text{ M}$  ،  $0.0006 \text{ M}$  ) على الترتيب ، المطلوب حساب قيمة ثابت الاتزان

(  $K_{eq}$  ) للنظام السابق .

( ب ) ترك محلول لحمض الفورميك (  $\text{HCOOH}$  ) في الماء حتى حدث الاتزان التالي :

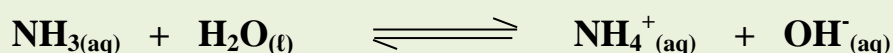


فإذا وجد أن تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول عند الاتزان يساوي (  $4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$  ) ،

فاحسب تركيز الحمض عند الاتزان ، علماً بأن قيمة ثابت الاتزان (  $K_{eq}$  ) يساوي (  $1.764 \times 10^{-4}$  )

( ج ) أذيت كمية من غاز الأمونيا في الماء عند (  $25^\circ\text{C}$  ) وتكون محلول تركيزه الابتدائي

(  $0.012 \text{ M}$  ) . وحدث الاتزان التالي :



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

الاتزان (  $K_{eq}$  ) .

- ١- عند تدريس النظريات الخاصة بتعريف وتفسير سلوك الأحماض والقواعد يعطى للطلاب 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 .
- ٢- يناقش ناتج تأين الأحماض المختلفة في الماء للتوصل إلى مفهوم حمض أرهينيوس ، ويتبع نفس الأسلوب للتوصل إلى تعريف أرهينيوس للقاعدة .
- ٣- من خلال قصور نظرية أرهينيوس لتفسير السلوك الحمضي للمركب (  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ) والسلوك القاعدي للمركب (  $\text{NH}_3$  ) يمكن التوصل إلى تعريف برونستد، وبنفس الأسلوب يمكن التوصل إلى تعريف لويس لتفسير السلوك الحمضي للمركب (  $\text{BF}_3$  ) والسلوك القاعدي للمركب (  $\text{NH}_3$  ) .
- ٤- عند تدريس تعريف برونستد - لوري للأحماض والقواعد يمكن للزميل إثبات التأثير الحمضي لمحاليل بعض الأملاح ( كلوريد الامونيوم ، أو كلوريد الألمنيوم ) والتأثير القاعدي لمحاليل بعض الأملاح ( اسيتات الصوديوم أو كربونات الصوديوم ) من خلال التجريب العملي
- ٥- **نؤكد** على إجراء المقارنة بين تعاريف كل من الحمض والقاعدة حسب أرهينيوس ، برونستد - لوري ، ويمكن الاستعانة لتحقيق ذلك بجهاز العرض العلوي .
- ٦- **نؤكد** أن قواعد أرهينيوس هي المركبات التي تحتوي في تركيبها الكيميائي على أنيون الهيدروكسيد مثل (  $\text{NaOH}$  ،  $\text{KOH}$  ،  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ،  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ) وبالتالي يمكن تعديل تعريف قواعد أرهينيوس كالتالي : " المركبات التي تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وتتفكك لتعطي أنيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في المحلول المائي "
- ٧- **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 )



٨- 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 .

٩- يُكتفى عند تدريس الأحماض الشائعة بأمثلة للأحماض التي يمكن تفسيرها بمفهوم أرهينيوس .

١٠- ضرورة إعطاء نبذة مختصرة عن الأحماض العضوية والتأكيد على أن الهيدروجين البدول في

الأحماض العضوية هو الموجود في مجموعات الكربوكسيل  $\text{COOH}$  -

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

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

١٣- 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 تَرَدُّ في الامتحانات ، ونهتم باستخدام العلاقات التي توصلنا إليها في حل الأمثلة والتمارين وأسئلة التقويم .

١٤- التأكيد على إعطاء أسئلة وتطبيقات لإيجاد العلاقة بين  $[\text{H}^+]$  ،  $[\text{OH}^-]$  أو  $\text{pH}$  ،  $\text{pOH}$

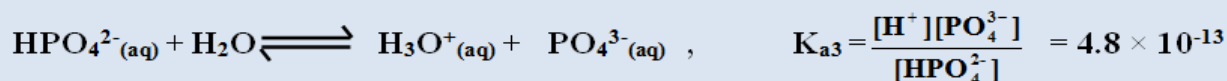
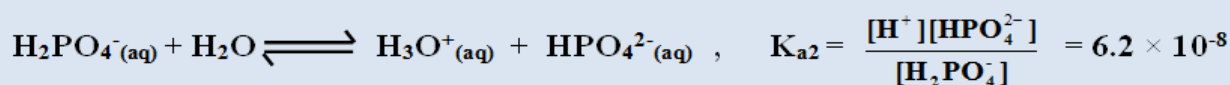
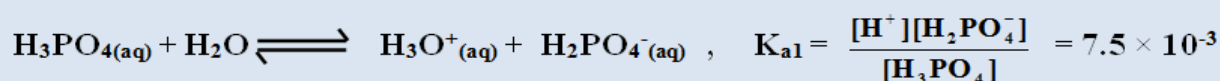
للماء المقطر (النقي) عند درجات حرارة مختلفة ، حيث  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$  وكذلك للمحاليل الحمضية والقاعدية .

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

١٦- ثابت التأيّن للماء عند (  $25^\circ\text{C}$  ) مقداراً ثابتاً يجب أن يحفظه المتعلم وهو (  $1 \times 10^{-14}$  )

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

بالنسبة لحمض الفوسفوريك (  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ) يمكن كتابة معادلات تأيّن كما يلي :



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

١٨- تعطى أسئلة وتمارين على العلاقة بين  $[H^+]$  ،  $[OH^-]$  ، pH ، pOH بدلالة أي منهم .

١٩- 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 ) .

٢٠- التأكيد على استنتاج معادلة مدى الدليل وغير مطلوب من الطالب في الامتحانات استنتاج معادلة مدى الدليل .

٢١- 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  $HIn$  ) .

٢٢- يكتفى بمعرفة ألوان الحالة الحمضية والحالة القاعدية واللون الوسطي للأدلة ( الميثيل البرتقالي - الميثيل الأحمر - الفينولفثالين - الثايمول الأزرق القاعدي )

بعض أدلة التعادل ( ادلة معايرة الاحماض و القواعد )

م	الاسم الشائع الدليل	لون الحالة الحمضية للدليل	اللون الوسطي ومدى الدليل	لون الحالة القاعدية للدليل
١	الميثيل البرتقالي	أحمر	٣,١ - ٤,٤ برتقالي	أصفر
٢	الميثيل الأحمر	أحمر	٤,٢ - ٦,١ برتقالي	أصفر
٣	الفينولفثالين	عديم اللون	٨,٣ - ١٠ زهري	أحمر وردي
٤	الثايمول الأزرق القاعدي	أصفر	٨ - ٩,٦ أخضر	أزرق

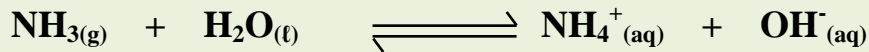
٢٣- التأكيد ( عند المقارنة ) على ربط قوة الحمض بقيمة ثابت التأيين  $K_a$  وقوة القاعدة بقيمة ثابت التأيين  $K_b$

٢٤- التأكيد على مفهوم قوة الحمض وتركيز الحمض .

٢٥- يمكن التعامل مع اسم العالم برونستد أيضا باسم برونشتد .

**مسألة إضافية لحساب ( $K_b$ ) تعطى للمتعلمين :**

أذيبت 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 ( $K_{eq}$ ) للأمونيا .

## ثوابت التآين لبعض الأحماض الشائعة عند 25°C

ثوابت التآين			قوة الحمض	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
Ka <sub>3</sub>	Ka <sub>2</sub>	Ka <sub>1</sub>			
		تام التآين	قوي	HCl	حمض الهيدروكلوريك
		تام التآين	قوي	HI	حمض الهيدروبيديك
		تام التآين	قوي	HBr	حمض الهيدروبروميك
		تام التآين	قوي	HClO <sub>4</sub>	حمض البيركلوريك
		تام التآين	قوي	HClO <sub>3</sub>	حمض الكلوريك
		تام التآين	قوي	HNO <sub>3</sub>	حمض النيتريك
		تام التآين	قوي	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	حمض الكبريتيك
	5.1 x 10 <sup>-5</sup>	5.6 x 10 <sup>-2</sup>	ضعيف	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\   \\ \text{COOH} \end{array}$	حمض الأكساليك
4.8 x 10 <sup>-13</sup>	6.2 x 10 <sup>-8</sup>	7.5 x 10 <sup>-3</sup>	ضعيف	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	حمض الفوسفوريك
		1.8 x 10 <sup>-4</sup>	ضعيف	HCOOH	حمض الفورميك
		4.5 x 10 <sup>-4</sup>	ضعيف	HNO <sub>2</sub>	حمض النيتروز
		6.7 x 10 <sup>-4</sup>	ضعيف	HF	حمض الهيدروفلوريك
		1.3 x 10 <sup>-5</sup>	ضعيف	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	حمض البروبانويك
		1.8 x 10 <sup>-5</sup>	ضعيف	CH <sub>3</sub> COOH	حمض الأسيتيك
		6.3 x 10 <sup>-5</sup>	ضعيف	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> -COOH	حمض البنزويك
	1 x 10 <sup>-14</sup>	1.1 x 10 <sup>-7</sup>	ضعيف	H <sub>2</sub> S	حمض الهيدروكبريتيك
	4.8 x 10 <sup>-11</sup>	4.3 x 10 <sup>-7</sup>	ضعيف	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	حمض الكربونيك
		3.0 x 10 <sup>-8</sup>	ضعيف	HClO	حمض الهيوكلوروز
		2.5 x 10 <sup>-9</sup>	ضعيف	HBrO	حمض الهيوبروموز
		4.9 x 10 <sup>-10</sup>	ضعيف	HCN	حمض الهيدروسيانيك

## ثوابت التآين لبعض القواعد الشائعة عند 25°C

ثوابت التآين			قوة القاعدة	الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
Kb <sub>3</sub>	Kb <sub>2</sub>	Kb <sub>1</sub>			
		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) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الباريوم
		تام التآين	قوي	Mg(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد المغنسيوم
		تام التآين	قوي	Ca(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الكالسيوم
		4.4 x 10 <sup>-4</sup>	ضعيف	CH <sub>3</sub> -NH <sub>2</sub>	ميثيل أمين
		6.4 x 10 <sup>-4</sup>	ضعيف	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -NH <sub>2</sub>	إيثيل أمين
		1.8 x 10 <sup>-5</sup>	ضعيف	NH <sub>3</sub>	محلول الأمونيا
		1.3 x 10 <sup>-6</sup>	ضعيف	H <sub>2</sub> N-NH <sub>2</sub>	هيدرازين
		4.3 x 10 <sup>-10</sup>	ضعيف	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> -NH <sub>2</sub>	أنيلين

# المعلق و تصحيح الأخطاء الفنية و المطبعية في كتاب الطالب و دليل المعلم

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

## أولا : الموضوعات المعلقة

الموضوعات المعلقة في كتاب الطالب :

م	الصفحة	السطر	الوارد	الحالة
١.	٤١ - ٤٤	بداية ٢٧ نهاية ٨	من بداية الحيدود عن قانون الغاز المثالي وحتى نهاية الفقرة قبل مراجعة الدرس ٢-٢	معلق
٢.	٤٤	١٥-١٣	مراجعة الدرس ٢-٢ السؤال رقم ٣	معلق
٣.	٥٥	٢٥	تحقق من فهمك رقم ١٧	معلق
٤.	٥٦	٢٤-٢٣	اختبر مهاراتك رقم ٥ ، ٦	معلق
٥.	٥٧	٨-١	اختبر مهاراتك رقم ٨ و ٩	معلق
٦.	٧١	نهاية الصفحة	التفاعل $Fe_{(s)} + S_{(s)} \rightleftharpoons FeS_{(s)}$	معلق
٧.	٨٢-٨٩		الدرس ( ٢-١ ) تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما	معلق
٨.	٩٠	٣-٢-١	مراجعة الوحدة- المفاهيم ( انتروبي-تفاعل تلقائي – تفاعل غير تلقائي )	معلق
٩.	٩١	٦-١	( ٢-١ ) تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما .	معلق
١٠.	٩١		خريطة المفاهيم : إنتروبي – قانون الفوضى – تفاعل تلقائي – تفاعل غير تلقائي .	معلق
١١.	٩٢	٦-٥ من آخر الصفحة	تحقق من فهمك : رقم ١٤ ، ١٥	معلق
١٢.	٩٣	١١-١	تحقق من فهمك : رقم ١٦ ، ١٧ ، ١٨ ، ١٩	معلق
١٣.	٩٣	٢٢- آخر الصفحة	اختبر مهاراتك السؤال ( ١ ، ٢ ، ٣ )	معلق
١٤.	٩٤	٨-٥	اختبر مهاراتك السؤال ( ٥ )	معلق
١٥.	١٣٨	٥-٤	اختبر مهاراتك السؤال رقم ( ٩ )	معلق

## الموضوعات المعلقة في دليل المعلم:

م	الوحدة	الفصل	الدرس	الموضوع	الصفحة و السطر	الوضع	الأسباب
١	الأولى :  الغازات	الثاني :  قوانين الغازات	٢-٢ الغازات المثالية	٣. الحيوود عن قانون الغاز المثالي	ص ٣٥ (٥,٢) إلى ص ٣٦ نهاية الصفحة .	معلق	حاجة الموضوع لتوسع أكثر في الشرح وبالتالي حاجة الموضوع لحصاص أكثر من المقرر .
٢	الثانية :  سرعة التفاعلات الكيميائية والاتزان الكيميائي	الثاني :  الانتروبي	الدرس ١-٢ تحديد امكانية حدوث تفاعل ما	الدرس ١-٢ تحديد امكانية حدوث تفاعل ما	من ص ٦٣ إلى نهاية ص ٦٨ .	معلق	حاجة الموضوع لتوسع أكثر في الشرح وبالتالي حاجة الموضوع لحصاص أكثر من المقرر .

## ثانيا : الأخطاء الفنية و المطبعية والتعديل المقترح

### في كتاب الطالب :

م	الصفحة	السطر	الوارد	التعديل المقترح
١.	٢٠	شكل ١٠	عدد الجسيمات في الوعاءين غير متساويين .	تعدل عدد الجسيمات في الوعاءين بحيث يكونا متساويين
٢.	٣٥	٧	1 atm	تحذف
٣.	٧٣	٧	لتفاعل ما يتكون من	لتفاعل ما يُعبر عن
٤.	74	١٦، ١٣	موضع الاتزان يُزاح	موضع الاتزان يقع
٥.	٧٥	الاخير	أزيع	يقع
٦.	٧٧	١٠	العوامل التي تؤثر في الإتزان الكيميائي : مبدأ لوشاتلييه	العوامل التي تؤثر في موضع الاتزان الكيميائي : مبدأ لوشاتلييه
٧.	٧٧	١٣	من أي نوع	تحذف
٨.	٩٨	الاخير	تتأين	تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وتتفكك

٩. ١٠٢	شكل ٥٥	معادلة تأين الأمونيا السهم ( → )	يُعدل السهم إلى ( ⇌ )
١٠. ١٠٣	٤ بعد جدول ٦	أصبح تفسير تفكك الماء ممكناً	أصبح تفسير تأين الماء ممكناً
١١. ١٠٤	٨	معادلة تفاعل الأمونيا والماء السهم ( → )	يُعدل السهم إلى ( ⇌ )
١٢. ١٠٥	١٠	جدول ٧	تحذف
١٣. ١١٠	١٧	$H_2CrO_4$	$HBrO_3$
١٤. ١١٣	شكل ٥٩	الأسهم ( → )	تعديل الأسهم إلى ( ⇌ )
١٥. ١٢١	٩-١٠	تعريف أدلة التعادل هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة . يتأين دليل التعادل في مدى pH معلوم يتغير لونه تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي يوضع فيه "	هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي يوضع فيه "
١٦. ١٢٢	١٣-١٤	يُعتمد اختيار الدليل ..... حتى ..... عند نقطة التكافؤ	تحذف
١٧. ١٣٨	١٣	السهم ( → )	يُعدل السهم إلى ( ⇌ )

### في دليل المعلم :

م	الصفحة	السطر	الوارد	التعديل المقترح
١٨.	٦٨	٢٢	نعم ، ففي التفاعلات غير <u>العكسية</u> لا يدخل -----	نعم ، ففي التفاعلات <u>العكوسة</u> غير المتجانسة لا يدخل ----
١٩.	٧١	١٣	سؤال ٢٠ ( ب ) التفاعل <u>الطردى</u> مفضل .	سؤال ٢٠ ( ب ) التفاعل في الاتجاه <u>العكسى</u> مفضل .



## درجات التقويم في مادة الكيمياء للصف الثاني عشر علمي

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

الفترة الدراسية الأولى

الجموع النهائي	امتحان نهاية الفترة الأولى		مجموع درجات الأعمال الفصلية	درجات الأعمال الفصلية							
				الأسابيع المتبقية			الأسابيع الثمانية الأولى				
	الامتحان التحريري (٥٢)	الامتحان العملي (٤)		العرض التقديمي	الأعمال التحريرية	الشفهي	القصير الثاني	القصير الأول	الورقة التقويمية	الأعمال التحريرية	الشفهي
٨٠	٥٦		٢٤	٢	٣	٣	٤	٤	٢	٣	٣

**درجة الشفهي** : خلال الفترة الدراسية الواحدة . ترصد درجة الشفهي مرتين على الأقل وعلى فترات

متساوية وبحسب المعدل .

**درجة الأعمال التحريرية** : خلال الفترة الدراسية الواحدة . ترصد درجة الأعمال التحريرية مرتين على

الأقل وعلى فترات متساوية وبحسب المعدل .

**الورقة التقويمية** : تُطبق بعد تنفيذ ( ٦ ) حصص دراسية

( بعد نهاية الأسبوع الثاني ) - ( أي أسبوعين من بداية الفترة الدراسية )

**الامتحانات القصيرة** :

١ - القصير الأول : يُطبق بعد تنفيذ ( ٩ ) حصص دراسية تقريبا ( بعد نهاية الأسبوع الخامس )

( يُمتحن المتعلم بالمادة العلمية التي درسها من الأسبوع الثالث و حتى نهاية الأسبوع الخامس )

٢ - القصير الثاني : يُطبق بعد تنفيذ ( ٩ ) حصص دراسية تقريبا ( بعد نهاية الأسبوع الثامن )

( يُمتحن المتعلم بالمادة العلمية التي درسها من الأسبوع السادس و حتى نهاية الأسبوع الثامن )

**درجة العرض التقديمي** : ترصد مرة واحدة خلال الفترة الدراسية الواحدة .

**آلية تقويم العرض التقديمي**

○ في بداية العام الدراسي يطرح على المتعلمين آلية تقويم العرض التقديمي مع اعلام ولي الأمر بذلك

○ يختار الطالب موضوعا يتفق مع المفاهيم العلمية الواردة في المنهج الدراسي لدرس اليوم أو

ما سبق دراسته .

- يعد المعلم خطة زمنية تتضمن أسماء المتعلمين وموعد تقديم عروضهم التقديمية بكشف يتضمن ( اسم الطالب ، الموضوع ، التاريخ ، الدرجة ) ( بحيث لا يتجاوز عدد العروض بالحصّة عرضين بواقع ٥ دقائق لكل عرض).
- للطالب حرية الاستعانة في عرضه التقديمي بوسائل إيضاح مناسبة مثل:  
( لوحة – مجسم – تقرير – بطاقات – فيلم تعليمي – الحاسوب – الأي باد – تجربة .. الخ ) أو أي طريقة مناسبة أخرى
- تترك الدقيقة الأخيرة من العرض الفرصة لاستقبال أسئلة الطلبة والاجابة عليها مع تقويم الطلبة.
- يقيم الطالب بصفة فردية على تقديمه للعرض التقديمي. اقتراحات التقييم دقة المفاهيم العلمية وترابط الأفكار - الطلاقة اللفظية ومهارة الاتصال - طريقة العرض - الالتزام بالوقت أو غير ذلك حسب تقدير المعلم

### أهداف العرض التقديمي

١. إكساب المتعلمين مهارات الاتصال الفعال والطلاقة اللفظية من خلال عرض المفهوم العلمي والتواصل مع الطلبة.
٢. تعزيز بناء الثقة بالنفس لدى المتعلمين والتغلب على الخوف من مواجهة الجمهور.
٣. تنمية المهارات والقدرات الإقناعية ومهارات العرض والإلقاء بأسلوب علمي لدى المتعلمين
٤. تنمية قدرات المتعلمين في اختيار تقنيات التواصل المناسبة من خلال الاستعانة بالوسائل الإيضاحية
٥. تنمية قدرات المتعلمين على التعلم الذاتي والبحث عن المعلومة.
٦. اكتشاف وتنمية قدرات وميول المتعلمين العلمية .

### ضوابط العرض التقديمي

- يبدأ تقييم المتعلمين من بعد الاسبوع الثاني ويمنع إلزام الطلبة بالعرض التقديمي خلال الامتحانات
- التركيز على فهم واستيعاب المتعلم للموضوع وحرية في التحدث وثقته بنفسه وليس بالحفظ فقط.
- تترك حرية اختيار الموضوع للمتعلم ولا يقوم المعلم بتقييده بطريقة مباشرة أو غير مباشرة.
- الابتعاد عن استخدام الوسائل التعليمية الجاهزة والمكلفة وأن تكون الوسيلة ان وجدت (اللوحة – المجسم).... من صنع المتعلم بنفسه و عدم قبول المبالغات.
- عدم تكليف ولي الأمر بتكاليف تتعلق بالوسيلة أو الهدايا للتوزيع لأنها غير مطلوبة.
- - يرفق الطالب مع العرض التقديمي ورقة بمحتوى العرض مع التأكيد على كتابة المرجع العلمي المعتمد .
- يكون تقييم العرض التقديمي خلال الفترة الدراسية الأولى وترصد الدرجة في الأسابيع المتبقية

## آلية التقويم للصف الثاني عشر علمي : الورقة التقويمية / الامتحانات القصيرة

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

نوع التقويم والصفحات	درجة التقويم	الأسئلة الموضوعية	الأسئلة المقالية	موعد التنفيذ	الزمن المقرر
الورقة التقويمية ( من ص ١٢ إلى نهاية ص ٣١ )	٢	( ٢ ) سؤال اختيار من متعدد ( ٢ ) سؤال إكمال فراغ	-----	بعد تنفيذ ( ٦ ) حصص دراسية ( بعد انتهاء أسبوعين )	يمتحن المتعلم بالمادة العلمية التي درسها أول أسبوعين . ( الزمن عشر دقائق )
امتحان قصير (١) ( من ص ٣٢ إلى نهاية ص ٥٩ )	٤	الأسئلة الموضوعية ( درجة ونصف ) كالتالي اختيار من متعدد أو اكمال فراغ ( ٢ × ٣/٤ )	الأسئلة المقالية ( درجتان ونصف ) كما هو محدد بالجدول المرفق	بعد تنفيذ ( ٩ ) حصص دراسية تقريبا بعد نهاية الاسبوع الخامس ( ٣ أسابيع )	يمتحن المتعلم بالمادة العلمية التي درسها من الاسبوع الثالث و حتى نهاية الاسبوع الخامس ( الزمن ١٥ دقيقة )
امتحان قصير (٢) ( من ص ٦٠ إلى نهاية ص ٧٦ )	٤			بعد تنفيذ ( ٩ ) حصص دراسية تقريبا بعد نهاية الاسبوع الثامن ( ٣ أسابيع )	يمتحن المتعلم بالمادة العلمية التي درسها من الاسبوع السادس و حتى نهاية الاسبوع الثامن ( الزمن ١٥ دقيقة )

**ملاحظات :** مدة امتحان الورقة التقويمية (١٠) دقائق فقط و مدة لاختبار القصير (١٥ دقيقة) فقط

**لا يسمح بزمّن الحصة الكاملة - ولا يزيد الامتحان عن صفحة واحدة - تجمع نماذج الامتحانات لعمل بنوك أسئلة**

## مقترح إطار امتحان كيمياء الثاني عشر علمي: القصير الأول - القصير الثاني

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

### مقترح إطار الامتحان القصير الأول

من صفحة ( ٣٢ ) إلى صفحة ( ٥٩ ) زمن الامتحان : ( ١٥ دقيقة )

السؤال	نوعية السؤال	عدد بنود السؤال	الدرجة
الأول	اختيار من متعدد أو إكمال فراغ	$\frac{3}{4} \times 2$	$1\frac{1}{2}$
	أ - تعليل أو ماذا تتوقع مع التفسير أو سؤال منظومه أو تيمز أو مقارنة .	$1 \times 1$	1
	ب - مسألة .	$1\frac{1}{2} \times 1$	$1\frac{1}{2}$
المجموع			4

### مقترح إطار الامتحان القصير الثاني

من صفحة ( ٦٠ ) إلى صفحة ( ٧٦ ) زمن الامتحان : ( ١٥ دقيقة )

السؤال	نوعية السؤال	عدد بنود السؤال	الدرجة
الأول	اختيار من متعدد أو إكمال فراغ	$\frac{3}{4} \times 2$	$1\frac{1}{2}$
	أ - تعليل أو ماذا تتوقع مع التفسير أو سؤال منظومه أو تيمز أو مقارنة	$1 \times 1$	1
	ب - مساله	$1\frac{1}{2} \times 1$	$1\frac{1}{2}$
المجموع			4

# آلية التقويم للصف الثاني عشر علمي – إطار امتحان الكيمياء لنهاية الفترة

الفترة الدراسية الأولى

للعام الدراسي ٢٠١٨ / ٢٠١٩ م

## إطار امتحان الكيمياء- نهاية الفترة الدراسية الأولى

م	الموضوع	عدد الحصص	الدرجة		
			موضوعي	مقالي	المجموع
١	الغازات ( سلوك الغازات - قوانين الغازات )	١٢	٧	١١	١٨
٢	سرعة التفاعلات الكيميائية واللاتزان الكيميائي	١٢	٧	١٠	١٧
٣	الأحماض والقواعد	١٢	٦	١١	١٧
	المجموع	٣٦	٢٠	٣٢	٥٢

### مخطط مقترح لامتحان نهاية الفترة الدراسية الأولى - الزمن ساعتان

**يوضع الامتحان بدرجة كلية ( ٥٢ ) درجة تقسم كالتالي :**

٤٠ % أسئلة موضوعية أي ما يعادل ( ٢٠ ) درجة

٦٠ % أسئلة مقالیه أي ما يعادل ( ٣٢ ) درجة

على أن يشمل المخطط ما يلي :

#### **أولاً : الأسئلة الموضوعية :**

اختيار من متعدد – عبارات الصواب والخطأ – مصطلح علمي – اكمال فراغ في العبارات و المعادلات الكيميائية

#### **ثانياً : الأسئلة المقالية :**

علل لما يلي - جدول مقارنة أو جدول مقابلة –مسائل ( غازات - الاتزان الكيميائي - كاتيونات

الهيدروجين والحموضة ) -جدول تسمية وكتابة صيغ كيميائية- ما المقصود ؟

ماذا تتوقع أن يحدث ؟ مع التفسير - ( تميز أو منظومة أو خريطة مفاهيم )أو أي أسئلة أخرى مناسبة

**على أن تكون جميع الأسئلة الموضوعية والمقالية اجبارية .**

#### **ملاحظة :**

١- الدرجة النهائية للامتحان ( ٥٢ ) درجة ويضاف إليها ( ٤ ) درجات

الامتحان العملي ليصبح درجة نهاية الفترة الدراسية الأولى : ( ٥٦ ) درجة +درجة الاعمال ٢٤

= ٨٠ درجة

٢- يحتوي الامتحان على المفاهيم الأساسية الواردة في الكتاب