

مذكرة اطار



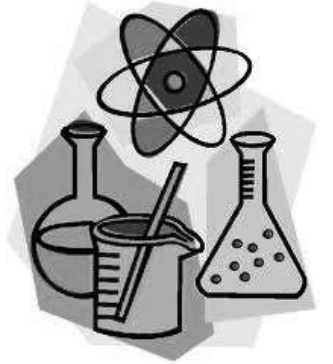
Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول العلوم

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صوة

المشرف العام على مادة الكيمياء بموقع الثانوية العامة الجديدة



اسم الطالب

.....



مقدمة

مرحباً بك عزيزي طالب الصف الثانى الثانوى و نهنته من القلب على إجتيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل النوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لننضح الرؤية إمامك لتحديد مستقبلك .
فنعالى نعرفك على الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب آميائى بالنجاح و النوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

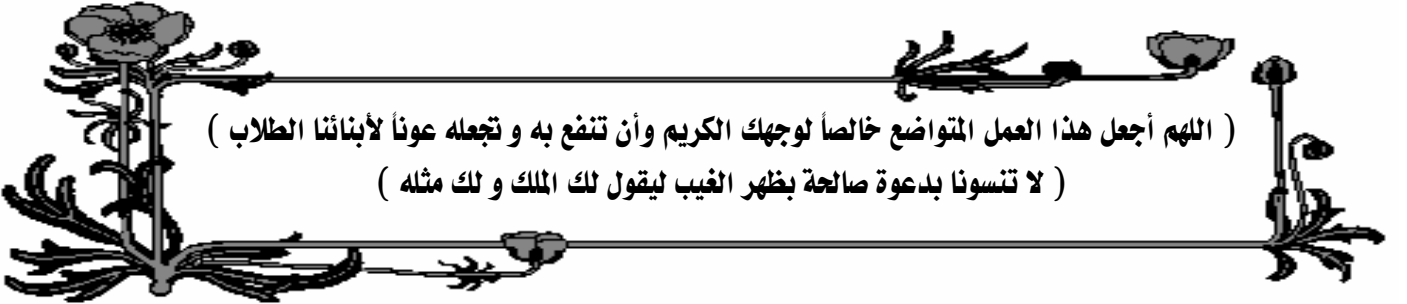
- ① التقوى : يجب على الطالب أن يثق الله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و النوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- ② المحافظة على الصلاة فى أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
- ③ اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى النوفيق فى المذاكرة و تحصيل العلم.
- ④ تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.
- ⑤ قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تعمّن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
- ⑥ ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اختتمها بدعاء بعد المذاكرة .
- ⑦ أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بتقسيمه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذكّر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذكّر جميع الأجزاء معاً ثم قم بعمل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

دعاء قبل المذاكرة

❁ " اللهم إنى أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطالكة المقربين ، اللهم اجعل السنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا جشيتك و أسرارنا بطاعتك إنا على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل " ❁

دعاء بعد المذاكرة

❁ " اللهم إنى أسئودك ما قرأت و ما حفظت فرده على عند حاجتي إليه يا رب العالمين " ❁



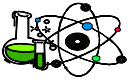
الباب الأول

بنية الذرة

✽ كلمات مضيئة ✽

عمل بدون أمل يؤدي إلى ضياع العمل
و أمل بدون عمل يؤدي إلى خيبة الأمل
ف سعادة العمل تجدها مع الأمل
وروعة الأمل تجدها في العمل .





مقدمة تاريخية عن المراحل التي مر بها الفكر البشري لاكتشاف تركيب المادة :

أولاً : ديموقريطس

عند تجزئة أى قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيماً أطلقوا عليه أسم الذرة atom . (a في اللغة الإغريقية تعنى لا ، tom تعنى ينقسم) .

ثانياً : أرسطو

✦ رفض فكرة الذرة .
✦ تبني فكرة قديمة تقول أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هي : تراب و هواء و ماء و نار .
✦ أعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب المكونات الأربعة .

ثالثاً : بويل ١٦٦١م



✦ رفض العالم الأيرلندي بويل مفهوم أرسطو عن طبيعة المادة و أعطى أول تعريف للعنصر .
العنصر بمفهوم بويل : مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة .

رابعاً : ذرة دالتون ١٨٠٣م

تعتبر نظريته أول نظرية في تركيب الذرة وفروضها :

- ١- يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .
- ٢- يتكون كل عنصر من ذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة .
- ٣- ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة و لكن تختلف الذرات من عنصر لآخر .
- ٤- تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

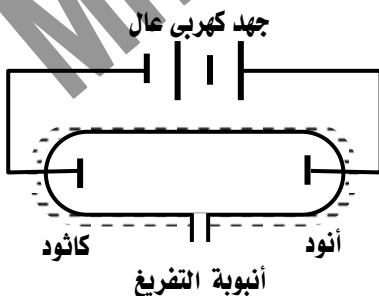
اكتشاف أشعة المهبط ١٨٩٧م

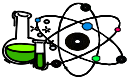
أجريت تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات و لاحظوا ما يلي :

- ✦ جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط و درجة الحرارة تكون عازلة للكهرباء .
- ✦ عند تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً و تعريض الغاز لفرق جهد مناسب فإن الغاز يصبح موصلًا للكهرباء .
- ✦ إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى (١٠٠٠٠ فولت) يخرج سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً على جدار أنبوبة التفريغ (أشعة المهبط Cathode Rays) و سميت فيما بعد الإلكترونات .

أهم خواص أشعة المهبط

- ١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة .
- ٢- تسير في خطوط مستقيمة .
- ٣- تتأثر بكلاً من المجال الكهربى و المجال المغناطيسى .
- ٤- لها تأثير حرارى .
- ٥- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل في تركيب جميع المواد .





خامساً : ذرة طومسون ١٨٩٧م

استنتج طومسون تصور جديد للذرة و هو : الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مغمور بداخلها عدد من الشحنات السالبة تكفي لجعل الذرة متعادلة كهربياً .

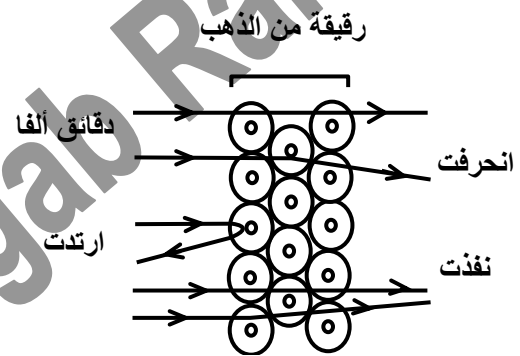
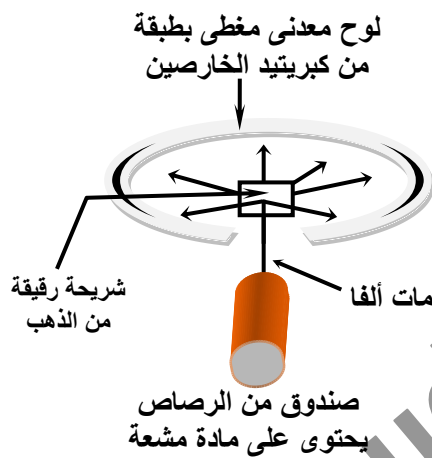


نجربة : ذرة رذرفورد

أجرى كلاً من جيجر ، ماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد تجربة رذرفورد الشهيرة .

الخطوات :

- ١- سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (تحدث مادة كبريتيد الخارصين وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا بها) و حدد عدد و مكان جسيمات ألفا على اللوح المعدني .
- ٢- وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني .



ونخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية :

الملاحظة : معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها في نفس المكان الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب .

الاستنتاج : معظم الذرة فراغ و ليست كرة مصمتة كما صورها كلاً من دالتون و طومسون .

الملاحظة : نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا لم تنفذ من رقيقة الذهب و ارتدت في عكس مسارها و ظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح .

الاستنتاج : يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة و يشغل حيزاً صغيراً جداً أطلق عليه النواة .

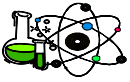
الملاحظة : ظهرت بعض الومضات على جانبي الموضع الأول (انحرفت) .

الاستنتاج : لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف في الذرة مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معها .

س : كيف تميز عملياً بينه كل من : جسيمات ألفا وأشعة المعيط ؟

من قال سبحانه الله و حمده نكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة
(سبحانه الله و حمده سبحانه الله العظيم)





سادساً : ذرة رذرفورد ١٩١١م

- من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذرفورد من وضع نموذج لبنية الذرة : (فروض رذرفورد)
- ١- تشبه الذرة في تكوينها المجموعة الشمسية لأنها تتكون من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب) .
 - ٢- يتركز في النواة معظم كتلة الذرة و الشحنة الموجبة . (بها البروتونات الموجبة و النيوترونات المتعادلة)
 - ٣- كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .
 - ٤ - عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة = عدد الشحنات الموجبة داخل النواة . (لذا الذرة متعادلة كهربياً)
 - ٥ - تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة في مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة . (لأنها تتأثر بقوتين متساويتين في المقدار مضادتين في الاتجاه هما قوة الجذب المركزي و قوة الطرد المركزي) .
- علل: الذرة ليست مصمتة .
- ج : لوجود مسافات شاسعة بين النواة و مدارات الإلكترونات .



الاعتراض على النموذج الذري لـ (رذرفورد)

لم توضح نظرية رذرفورد النظام الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة .

طيف الانبعاث للذرات

عند تسخين ذرات عنصر نقي - في الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه ينبعث منها إشعاع عند فحصه بالمطيف نجده مكوناً من عدد صغير و محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مسافات معتمة يسمى بالطيف الخطى (طيف الانبعاث) لوجود مسافات فاصلة بين كل خط و آخر و مما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء في هذا الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة .

س علل : يسمى الطيف الخطى بهذا الاسم .

ج : لوجود مسافات فاصلة و معتمة بين كل خط و آخر .

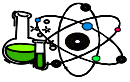
الطيف الخطى

عدد محدد من الخطوط الملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر في الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربى .

❖ الطيف الخطى لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى .

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمن و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألتك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أو سرّاً و علانية أو حيّاً و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .





سابعا : ذرة بور

الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى (نيلز بور) و استحق عليه جائزة نوبل عام ١٩٢٢ .



❖ استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة وهى :

- ١- يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة .
- ٢- عدد البروتونات الموجبة داخل النواة يساوى عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة .
- ٣- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية ناتجة عن سرعة دوران الإلكترونات تتعادل مع قوة الجذب المركزية الناتجة من جذب النواة للإلكترونات .

❖ ثم أضاف الى فروض رذرفورد الفروض التالية :

- ١- تتحرك الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة .
- ٢- تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها .
- ٣- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة عن النواة (تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره = كلما ابتعد عن النواة) و يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى .
- ٤- فى الحالة المستقرة : يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة .
- ٥- فى الحالة المثارة : يكتسب الإلكترون كمّاً من الطاقة عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى فينتقل مؤقتاً لمستوى طاقة أعلى (يتوقف على مقدار الكم الذى اكتسبه) و يكون الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر فيعود مرة أخرى لمستواه الأسمى حيث يفقد نفس الكم من الطاقة المكتسب على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى و تردد مميز منتجاً طيف خطى مميز .



الحالة المستقرة : أكثر حالات الذرة أو الجزيئ أو الأيون استقراراً " الحالة الأقل طاقة " .

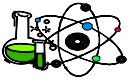
❖ مميزات ذرة بور :

- ١- تفسير طيف ذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً .
- ٢- أول من أدخل فكرة الكم (الكوانتم) فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

❖ قصور (عيوب) النموذج الذرى ل بور :

- ١- لم يفسر سوى طيف ذرة الهيدروجين فقط حتى الهيليوم الذى يحتوى على إلكترونين لم يستطع تفسير طيفه .
- ٢- اعتبر أن الإلكترون جسيم مادي سالب و لم يأخذ فى الاعتبار أن له خواص موجية .
- ٣- افترض أنه يمكن تعيين كلاً من سرعة و مكان الإلكترون معاً فى نفس الوقت و هذا يستحيل عملياً .
- ٤- افترض أن ذرة الهيدروجين مسطحة (لأنه افترض أن الإلكترون يتحرك فى مسار دائرى مستوى) و ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة (X , Y , Z) .

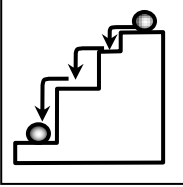




❖ بعض الملاحظات على نموذج بور :

★ يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى .

★ كثير من الذرات تمتص كمات من الطاقة في نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة و نتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات منها (تفسير خطوط الطيف في ذرة الهيدروجين) .



★ لا ينتقل إلكترون من مستوى الطاقة الموجود به إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كان كم الطاقة الذى إكتسبه أو فقده = فرق الطاقة بين المستويين و بالتالى فالإلكترون لا يستقر أبداً في أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة .. مثل الكرة التى تتدحرج على السلم لا تقف بين درجات السلم .

الكم "الكوانتم"

مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

❖ الفراغات بين مستويات الطاقة تقل كلما ابتعدنا عن النواة و بالتالى يكون الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساو .

❖ الفرق في الطاقة بين المستويات يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

❖ الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساو ولكنه يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

❖ الكم عدد صحيح و لا يساوى صفراً أو كسراً و هو لا يجمع .

الذرة المثارة

ذرة إكتسبت كمّاً من الطاقة تسبب في انتقال إلكترون أو أكثر من مستواه الأصلي إلى مستوى طاقة أعلى .

س علل : كم الطاقة اللازم لانتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة غير متساو .

ج : لأن الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساو فهو يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

س : علل : يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معا بدقّة في وقت واحد .

ج : بسبب الحركة الموجية للإلكترون فالجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك في دقة النتائج .

ثامناً : النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية في نموذج بور من أهم هذه التعديلات :

١- الطبيعة المزدوجة للإلكترون . ٢- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) . ٣- النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر) .

أولاً : الطبيعة المزدوجة للإلكترون : الإلكترون جسيم مادي سالب له خواص موجية .

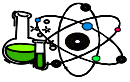
علل : الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

ج : لأنه جسيم مادي وله خواص موجية .

ثانياً : مبدأ عدم التأكد لـ [هايزنبرج] :

توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو : يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً في وقت واحد و لكن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .





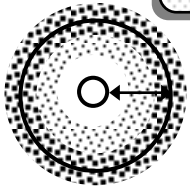
ثالثاً: النظرية الميكانيكية الموجية للذرة [شروندجر]: عام ١٩٢٦م

استطاع العالم النمساوى شروندجر تأسيساً على أفكار كل من بلانك و أينشتين و دى براولى و هايزنبرج من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة .. و التى يحلها أهله :

- ١- تحديد مستويات الطاقة المسموح بها فى الذرة .
- ٢- تحديد مناطق الفراغ حول النواة التى يزيد احتمال تواجد الإلكترون فيها .
- ✓ استخدام مفهوم السحابة الإلكترونية للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيط بالنواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات و الأبعاد .
- ✓ يوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها يطلق على كل منطقة اسم أوربيتال .

السحابة الإلكترونية

منطقة الفراغ حول النواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات و الأبعاد .



السحابة الإلكترونية

الأوربيتال

منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

س : قارن بين المدار بمفهوم بور و الأوربيتال بمفهوم النظرية الميكانيكية الموجية للذرة بمفهوم شروندجر ؟ (معلومة إضافية)

المدار	الأوربيتال
- هو مسار دائرى و همى ثابت يدور فيه الإلكترون حول النواة .	مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .

➡ أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندجر أربعة أعداد سميته بأعداد الكم .

(معلومة إضافية)

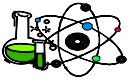
أعداد الكم

هذه أعداد تحدد الأوربيتالات و طاقتها و أشكالها و اتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة .

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه و عددها أربعة هى :

- ١- عدد الكم الرئيسى (n) : الذى يصف بُعد الإلكترون عن النواة .
- ٢- عدد الكم الثانوى (l) : الذى يصف شكل السحابة الإلكترونية لكل مستوى فرعى .
- ٣- عدد الكم المغناطيسى (m_l) : الذى يصف شكل و رقم المدار الذى يوجد به الإلكترون .
- ٤- عدد الكم المغزلى (m_s) : الذى يصف الدوران المغزلى لكل إلكترون .





عدد الكم الرئيسى (n)



- عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح (يأخذ القيم ١ , ٢ , ٣ , ٤ , ...) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيماً غير صحيحة .
- عدد سبق و استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و يستخدم فى تحديد :
١- رتبة (رقم) مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة (عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة يساوى سبعة) .

٢- عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى رئيسى (عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة معين = ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$) حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



- الغلاف الأول يتشبع بـ $(2 \times 1^2) = 2$ إلكترون .
- الغلاف الثانى يتشبع بـ $(2 \times 2^2) = 8$ إلكترون .
- الغلاف الثالث يتشبع بـ $(2 \times 3^2) = 18$ إلكترون .
- الغلاف الرابع يتشبع بـ $(2 \times 4^2) = 32$ إلكترون .

علل : لا تنطبق القاعدة $(2n^2)$ على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) .
ج : لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى رئيسى عن ٣٢ إلكترون .

علل : عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح .

ج : لأنه يعبر عن رتبة مستويات الطاقة الرئيسية فهو لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة .

- ينقسم كل مستوى رئيسى إلى عدد من مستويات الطاقة الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التى يأخذها عدد كم جديد يسمى عدد الكم الثانوى .

عدد الكم الثانوى (l)

عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى و عددها .

- عدد الكم المغناطيسى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية .
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز التالية (s , p , d , f) .
- أستدل على هذا العدد من خطوط الطيف الدقيقة التى ظهرت للعالم سمرفيلد .
- يحتوى المستوى الرئيسى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه (رتبته) .

عدد المستويات الفرعية	الرتبة (n)	المستوى الأساسى
1s	1	K
2s, 2p	2	L
3s, 3p, 3d	3	M
4s, 4p, 4d, 4f	4	N



- لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات فى أى مستوى طاقة رئيسى .
- تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى فى الشكل و تختلف اختلافاً بسيطاً فى الطاقة .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية و أحجامها تبعاً لبعدها عن النواة . $(4s > 3s > 2s > 1s)$





• قيم عدد الكم الثانوى لكل مستوى فرعى ثابتة لا تتغير و يجب أن تحفظ :

المستوى	S	P	d	f
قيمة عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

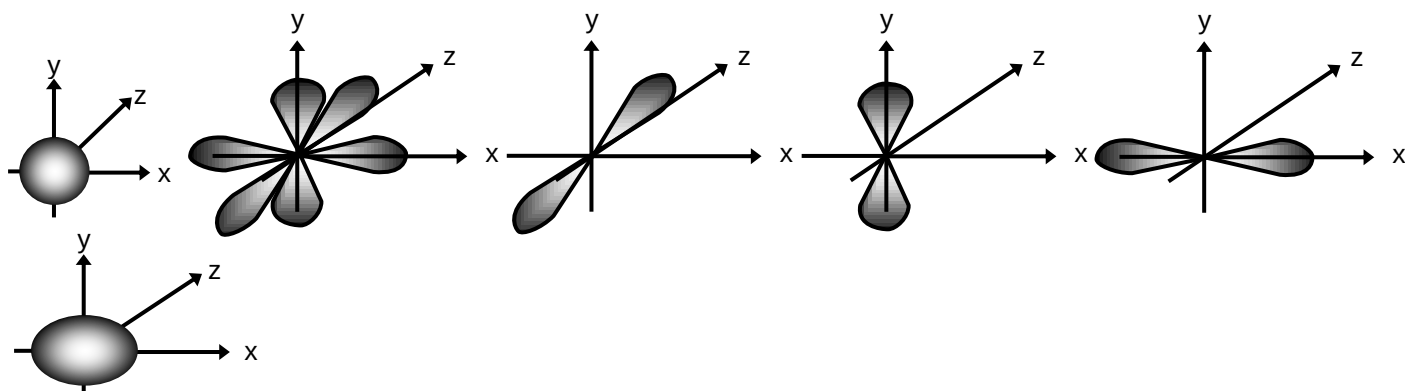
• قيمة عدد الكم الثانوى لأى مستوى رئيسى لا تقل عن 0 و لا تزيد عن ($n - 1$) فهى تتراوح بين :
 $\rightarrow 0, \dots, (n - 1)$

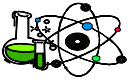
رتبة المستوى الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	دلالة قيمة عدد الكم الثانوى
١	0	أى به مستوى فرعى واحد هو : s
٢	0 1	أى به مستويين فرعيين هما : s , P
٣	0 1 2	أى به 3 مستويات فرعية هى : s , P , d
٤	0 1 2 3	أى به 4 مستويات فرعية هى : s , P , d , f

عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)

عدد يمثل عدد الأوربيتالات فى المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية . (و هو عدد فردى غالباً)

عدد الإلكترونات	الشكل الفراغى	عدد الأوربيتالات	المستويات الفرعية
٢	كروى متماثل	١	S
٦	كثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية	٣	P (P_x, P_y, P_z)
١٠	معقدة	٥	d
١٤	معقدة جداً	٧	f





- أوريبتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد متساوية فى الطاقة و متشابهة فى الشكل .
- حساب عدد الكم المغناطيسى يتطلب معرفة عدد الكم الثانوى (ℓ) لأن قيمة عدد الكم المغناطيسى تتراوح بين : $(-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell)$ و ذلك لكل قيمة ℓ .
- فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى s يكون عدد الكم الثانوى له = صفر و عدد الكم المغناطيسى له = صفر .
- فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى p يكون عدد الكم الثانوى له = 1 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من $(-1, 0, +1)$.
- فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى d يكون عدد الكم الثانوى له = 2 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من $(-2, -1, 0, +1, +2)$.
- فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى f يكون عدد الكم الثانوى له = 3 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من $(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)$.



س : ما المقصود بالرمز $(3P_x)$.
ج : أى الأوريبتال (P_x) يتبع المستوى الفرعى (P) الذى يتبع المستوى الرئيسى الثالث .

رقبة المستوى الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	قيمة عدد الكم المغناطيسى ($m_\ell = 2\ell - 1$)
1	0 (1s)	0
2	0 (2s)	0
	1 (2p)	- 1 , 0 , + 1
3	0 (3s)	0
	1 (3p)	- 1 , 0 , + 1
	2 (3d)	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2
4	0 (4s)	0
	1 (4p)	- 1 , 0 , + 1
	2 (4d)	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2
	3 (4f)	-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3

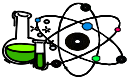


عدد الكم المغزى (m_s)

هو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

- لكل إلكترون حركتان : حركة حول محوره تسمى حركة مغزلية - حركة حول النواة تسمى حركة دورانية .
- كل أوريبتال يتسع لـ (2) إلكترون .
- س علل : يتشعب المستوى الفرعى P بستة إلكترونات بينما يتشعب المستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات .
- ج : لأن المستوى الفرعى P به 3 أوريبتالات والمستوى الفرعى d به 5 أوريبتالات وكل أوريبتال يتشعب بإلكترونين فيتشعب المستوى الفرعى P بستة إلكترونات والمستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات .
- عندما يتواجد إلكترونين فى نفس الأوريبتال يدور كل منهما حول محوره و تأخذ حركة أحدهما اتجاه عقارب الساعة ($\uparrow$) و قيمة m_s له $+\frac{1}{2}$ و الآخر عكس اتجاه عقارب الساعة ($\downarrow$) و قيمة m_s له $-\frac{1}{2}$.





س علل : بالرغم من أن إلكترونى الأوربييتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

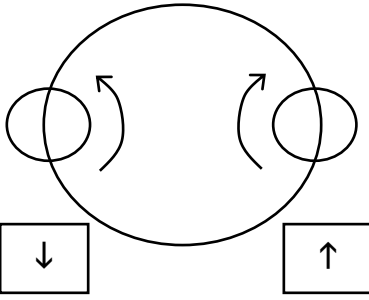
ج : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربييتال في اتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسى يلاشى المجال المغناطيسى الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره في عكس اتجاه عقارب الساعة .

س : علل : يستحيل تواجد مستوى الطاقة الفرعى $2d$ فى الذرة .

ج : لأن مستوى الطاقة الرئيسى الثانى يتكون من مستويين فرعيين فقط وهما $2s$, $2p$.

س : غزل الإلكترونات المفردة فى اتجاه واحد .

ج : لأن هذا يجعل الذرة أكثر إستقراراً (أى أقل طاقة) .



العلاقة بين عدد الكم الرئيسى و

عدد الإلكترونات التى يتشعب بها المستوى

☒ عدد الإلكترونات يساوى مربع رقم المستوى $(2n^2)$.

• مثال : المستوى الثانى يتسع

لثمانية إلكترونات تنوزع كالاتى :
($2s^2$, $2p_x^2$, $2p_y^2$, $2p_z^2$)

عدد الأوربييتالات

☒ عدد الأوربييتالات يساوى مربع رقم المستوى (n^2) .

• مثال : المستوى الثانى له أربعة أوربييتالات هى :

($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$)

عدد المستويات الفرعية

☒ عدد المستويات الفرعية يساوى رقم المستوى المنتمى له (n) .

• مثال : المستوى الأول له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .

حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسى الثالث

قيمة عدد الكم الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ) $\ell = 0, \dots, (n-1)$	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$	قيمة عدد الكم المغزلى (m_s)
3	0 ($3s$)	0	$+1/2$ أو $-1/2$
	1 ($3p$)	$-1, 0, +1$	$+1/2$ أو $-1/2$
	2 ($3d$)	$-2, -1, 0, +1, +2$	$+1/2$ أو $-1/2$

حدد القيم الممكنة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى الثانى ؟

∴ $2 = n$ و ∴ أقل قيمة لعدد الكم الثانوى $\ell = 0$ ∴ أقصى قيمة لعدد الكم الثانوى $n - 1 = 1$ ← $(2 - 1) = 1$

∴ قيم عدد الكم الثانوى " ℓ " تتراوح بين : $0 : 1$ أى تساوى : $0, 1$

اللهم من اعزك بك فلن يذل ، و من اهذى بك فلن يضل ، و من استكثر بك فلن يقل ، و من استقوى بك فلن يضعف ، و من اسغنى بك فلن يفقر ، و من استنصر بك فلن يغلب ، و من توكل عليك فلن يخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى إلى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا مُعيناً و مجيراً ، إنك كنت بنا بصيراً





حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية الآتية: $4f$, $3d$, $2p$, $1s$

المستوى الفرعى	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (l)	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_l) $-l, \dots, 0, \dots, +l$	قيمة عدد الكم المغزلى (m_s) $-1/2$ أو $+1/2$
1s	1	0	0	$-1/2$ أو $+1/2$
2p	2	1	$-1, 0, +1$	$-1/2$ أو $+1/2$
3d	3	2	$-2, -1, 0, +1, +2$	$-1/2$ أو $+1/2$
4f	4	3	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	$-1/2$ أو $+1/2$



قواعد توزيع الإلكترونات

١- مبدأ البناء التصاعدي



لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .
يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية (الحقيقية) الموجودة فى المستويات الأساسية و التى تختلف عن بعضها إختلاف طفيف و تترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلى حسب طاقتها :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

◇ يحدد طاقة المستوى الفرعى قيمتى n ، l فمثلاً :

طاقة المستوى الفرعى $4s = 4 + 0 = 4$ بينما طاقة المستوى الفرعى $3d = 3 + 2 = 5$ فتكون طاقة $3d$ أكبر من طاقة $4s$

س علل : يملأ مستوى الطاقة الفرعى $4s$ بالإلكترونات قبل المستوى الفرعى $3d$.

ج : طبقاً لمبدأ البناء التصاعدي لأن المستوى الفرعى $4s$ أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى $3d$ (ظاهرة تداخل المستويات) .

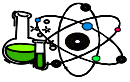
ملاحظات هامة جداً

- ✓ إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعى d و كان يحتوى على (٤) أو (٩) إلكترون فلا بد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى $4s$ إلى المستوى الفرعى $3d$ ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً .
- ✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوربيتالاتها الخارجية فى إحدى الحالات الآتية :
- ١ - فارغة تماماً . ٢ - نصف ممتلئة . ٣ - تامة الإمتلاء .

س : التركيب الإلكتروني للغلاف الخارجى لذرة النحاس (Cu_{29}) فى الحالة المستقرة هو :
 $[18Ar] 4s^1, 3d^{10}$ لماذا لا يكون $[18Ar] 4s^2, 3d^9$.

ج : نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى $4s$ إلى المستوى الفرعى $3d$ فيصبح المستوى الفرعى $4s$ نصف ممتلئ و المستوى الفرعى $3d$ تام الإمتلاء فهذا يجعل الذرة أكثر استقراراً .





٢- قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً .

س علل : تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات فرادى أولاً قبل أن تزوج .

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الأزواج يقلل من استقرار الذرة .

س علل : يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس أوربيتال المستوى الفرعي عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي الأعلى .

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الأزواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعي أعلى .

③ ذرة الفلور	② ذرة الأكسجين	① ذرة النيتروجين
${}_9F : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ${}_9F : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$	${}_8O : 1s^2, 2s^2, 2p^4$ ${}_8O : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^1, 2p_z^1$	${}_7N : 1s^2, 2s^2, 2p^3$ ${}_7N : 1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$

✓ نجد في المثال الأول .. في ذرة النيتروجين : يوجد في المستوى الفرعي 2p ثلاثة أوربيتالات $2p_x, 2p_y, 2p_z$ وهي متساوية في الطاقة و تبعاً لقاعدة هوند فقد تم وضع ثلاثة إلكترونات في كل أوربيتال فرادى أولاً قبل أن تزوج .

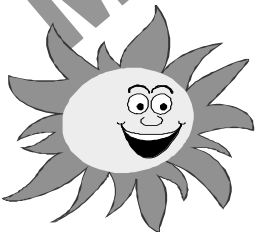
✓ نجد في المثال الثاني و الثالث تم تطبيق ازدواج .

٣- مبدأ باول للإستبعاد

لا يتفق إلكترونين في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة .

مثال : إلكترونى المستوى الفرعي $3s^2$

عدد الكم	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	- 1/2



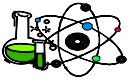
يمكن توزيع الإلكترونات لأقرب غاز حامل كالتالى :

① $[{}_2He] 2s$	② $[{}_{10}Ne] 3s$	③ $[{}_{18}Ar] 4s$	④ $[{}_{36}Kr] 5s$	⑤ $[{}_{54}Xe] 6s$	⑥ $[{}_{86}Rn] 7s$
-----------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

من قال سبحان الله و حمده نكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة

سبحان الله و حمده سبحان الله العظيم





س : بين التوزيع الإلكتروني للذرات التالية تبعا لمبدأ البناء التصاعدي :

[${}^9\text{F}$, ${}^{11}\text{Na}$, ${}^{19}\text{K}$, ${}^{20}\text{Ca}$, ${}^{30}\text{Zn}$]

- ① ${}^9\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ② ${}^{19}\text{K} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
 ③ ${}^{11}\text{Na} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ④ ${}^{20}\text{Ca} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
 ⑤ ${}^{30}\text{Zn} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيتروجين ${}^7\text{N}$ إلكترونيا بثلاثة طرق مختلفة .

- ① طريقة بور : 2 , 5
 ② طريقة مبدأ البناء التصاعدي : $1s^2, 2s^2, 2p^3$
 ③ طريقة قاعدة هوند : $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$

حدد عدد الكم الرئيسي و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترون الأخير فى ذرة الفلور ${}^9\text{F}$

- لابد من كتابة التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند :
 ${}^9\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$
 - آخر إلكترون فى الذرة يقع فى $2p_y^1$ و بذلك يكون :
 ١- عدد الكم الرئيسى = ٢
 ٢- عدد الكم الثانوى = ١ (لأن المستوى الفرعى p)
 ٣- عدد الكم المغناطيسى = صفر (لأن الإلكترون الأخير موجود فى الأوربيتال P_y)
 ٤- عدد الكم المغزلى = $1/2$ (لأنه ثانى إلكترون فى الأوربيتال)

س : العدد الذرى لعنصر الفلور = ٩ .. أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من $[\text{F}^+, \text{F}, \text{F}^-]$ فى الحالة المستقرة وما هى التركيب الإلكتروني فى الغلاف الخارجى لكل منها .

- التوزيع الإلكتروني للأوربيتالات فى حالة الاستقرار :
 ① $\text{F}^+ : 1s^2, 2s^2, 2p^4$ ② $\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ③ $\text{F}^- : 1s^2, 2s^2, 2p^6$
- التركيبات الإلكترونية فى الغلاف الخارجى (غلاف تكافؤها) :
 ① $\text{F}^+ : 2s^2, 2p^4$ ② $\text{F} : 2s^2, 2p^5$ ③ $\text{F}^- : 2s^2, 2p^6$

العدد الذرى : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملحوظة : العدد الذرى للذرة يساوى العدد الذرى للأيون فالعدد الذرى لذرة الفلور و أيون الفلوريد السالب يساوى ٩ .

❖ كلمات مضيئة ❖

إذا كنت تحب السرور فى الحياة فاعتن بصحتك، و إذا كنت تحب السعادة فى الحياة فاعتن بخلقك، و إذا كنت تحب الخلود فى الحياة فاعتن بعقلك، و إذا كنت تحب ذلك كله فاعتن بدينك.





Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئ خطي لا تبكى على موتى ... فالיום أنا معك و غداً أنا في التراب فإن عشت فإنى معك
..... و إن مت فللذكرى !
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى ...
أموت
و يبقى كل ما كتبته ذكرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى....

دعاء عند التوجه للإمتحان

اللهم إني توكلت عليك و فوضت أمري إليك ولا ملجأ ولا منجى إلا إليك

دعاء دخول الإمتحان

ربى أدخلنى مدخل صدق و أخرجنى مخرج صدق و اجعل لى من لدنك سلطانا نصيراً

دعاء قبل الإجابة على الإمتحان

رب اشرح لى صدرى و يسر لى أمرى و أحلل عقدة من لساني يفقهوا قولى

بسم الله الفتاح اللهم لا سهل إلا ما جعلته سهلاً و يا ارحم الراحمين

دعاء عند النسيان

لا اله إلا أنت سبحانك إني كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إني مسنى الضر و أنت أرحم
الراحمين

اللهم يا جامع الناس ليوم لا ريب فيه اجمع على ضالتي

دعاء بعد الإنتهاء من الإمتحان

الحمد لله الذى هدانى لهذا و ما كنا لنهتدى لولا أن هدانا الله