ملخص كيمياء 3

● **تنويه: هذا الملخص من تحديد الاستاذ ولكن ليس معتمد منه؛ الملخص خاص بشعبتي 304-305**

لست مسؤول عن أي طالب إذ اخطأ؛ هذا الملخص وسيلة للمساعدة فقط.

الفصل الأولى

- **أنواع المحاليل:**

تتكون المحاليل من مذيب ومذاب

- المذيب: هو الوسط الذي يذوب فيه المذاب.

- المذاب: هو المادة التي تذوب.

- **أنواع المخاليط:**

تنقسم المخاليط من مخلوط متجانس ومخلوط غير متجانس

- المخلوط المتجانس (المحلول) : جسيمات المذاب فيه صغيرة جدا أقل من 1m ولا يشتت الضوء ولا ينفصل بالترويق والترشيح. / مثل: مخلوط الماء والملح.

- المخلوط الغير متجانس:

وينقسم إلى قسمين، المخلوط الغروي والمعلق

- المخلوط الغروي: جسيمات المذاب فيه متوسطة الحجم بين 1000nm ويشتت الضوء ولا ينفصل بالترويق والترشيح. / مثل: الحليب.

- المخلوط المعلق: جسيمات كبيرة الحجم أكبر من 1000 وتشتت الضوء وينفصل بالترويق والترشيح. / مثل: مخلوط الرمال والماء.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- تأثير تندال: هي ظاهرة تشتت الضوء بفعل جسيمات المذاب.
- المخاليط الغروية والمخاليط المعلقة تعطي تأثير تندال (تشتت الضوء).

- المخلوط: هو مزيج من مادتين أو أكثر مع احتفاظ كل مادة بخواصها الأصلية.

- تركيز المحلول: هو قياس كمية المذاب في كمية محددة من المذيب أو المحلول.

- المولارية: هي عدد مولات المذاب الذائبة في لتر واحد من المحلول.
- وحدة التركيز المولاري: M أو mol\L
- المولارية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

- مثال/ ما هي مولارية محلول يحتوي 5.1g من سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ ، إذا كان حجم المحلول 100.5mL والكتلة المولية للجلوكوز = 180.16 g\mol

الحل/

المعطيات:

- كتلة المذاب: 5.1g
- حجم المحلول: 100.5mL ← تحويل من mL إلى L ← 1000÷100 = 0.1 L
- الكتلة المولية لسكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$: 180.16 g\mol

$$0.028 = \frac{5.1}{180.16}$$
$$= \frac{0.028}{0.1} = 0.28 \text{ mol\L}$$

® إعداد: محمد عمران المسلط

- تخفيف المحاليل المولارية: عدد المولات قبل التسخين = عدد المولات بعد التسخين.

- مثال/ ما هي مولالية محلول يحتوي على 4.5g من NaCl في 100g من الماء ؟

$58.45 = 35.45 + 23 \leftarrow$ (Na = 23)- (Cl = 35.46)

الحل/

المعطيات:

- كتلة المذاب = 4.5g

- كتلة المذيب = 100g ← تحويل من g إلى Kg ← 1000÷100 = 0.1 Kg

- عدد المولات لكلوريد الصوديوم: ؟؟

- المولالية = ؟؟

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذاب بالكيلو جرام}} \rightarrow \text{عدد مولات NaCl} = \frac{4.5}{58.45} = 0.076\ \text{mol}$$

$$\text{المولالية} = \frac{0.076}{0.1} = 0.76\ \text{mol\Kg}$$

- الذوبان: عملية إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب.
- المذيبات تذيب أشباهها: المادة القطبية تذوب في المادة القطبية، والمادة غير القطبية تذوب في المادة غير القطبية، ولا يمكن أن تذوب المادة القطبية في المادة غير القطبية.
- ملاحظة هامة : الزيت غير قطبي لا يذوب في الماء القطبي.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- **العوامل المؤثرة في الذوبان:**

1- التحريك: بزيادة التحريك تزيد التصادمات بين المذاب والمذيب ويزيد التحريك. / مثل: تحريك السكر في الماء.

2- مساحة السطح: بزيادة مساحة السطح تزيد التصادمات بين المذاب والمذيب ويزيد الذوبان. / مثل: مسحوق السكر يذوب في الماء اسرع من مكعبات السكر.

3- الحرارة:

-إذا كان المذاب مادة صلبة فزيادة درجة الحرارة يزيد الذوبان. / مثل: السكر في الماء.

-إذا كان المذاب مادة غازية فزيادة درجة الحرارة يقل الذوبان. / مثل: المشروبات الغازية.

- الذائبية: هي أكبر كمية من المذاب يمكن أن تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط محددين.
- أنواع المحاليل من حيث التشبع: (عدد)

1- المحلول غير المشبع.

2- المحلول المشبع.

3- المحلول فوق المشبع.

- الخواص الجامعة للمحاليل: هي الخواص التي تعتمد على عدد جسيمات المذاب وليس على نوعها.

- تنقسم المواد الذائبة في المحاليل المائية إلى:

- مواد متأينة / مثل: ملح الطعام ($NaCl$) كلوريد الصوديوم في الماء.

-مواد غير متأينة / مثل: مثل السكروز($C_6H_{12}O_6$) في الماء.

الفصل الثاني

- خواص الأحماض والقواعد:

1- الأحماض لها طعم لاذع – والقواعد لها طعم مر.

2- محاليل الأحماض والقواعدة موصلة للتيار الكهربائي.

3- الأحماض تحول لون ورق تباع الشمس إلى اللون الأحمر والقواعد تحول لون ورق تباع الشمس إلى اللون الأزرق.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- الأحماض تطلق غاز الهيدروجين (H_2) عند تفاعلها مع الخارصين (Zu) .

- إذا كان تركيز أيونات $[H^+] < [OH^-]$ المحلول حمضي
- إذا كان تركيز أيونات $[H^+] > [OH^-]$ المحلول قاعدي
- إذا كان تركيز أيونات $[H^+] = [OH^-]$ المحلول متعادل

*ملاحظات هامة :

> أكبر

< أصغر

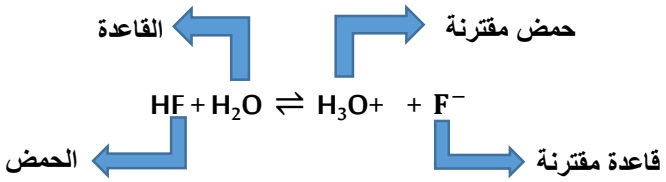
= يساوي

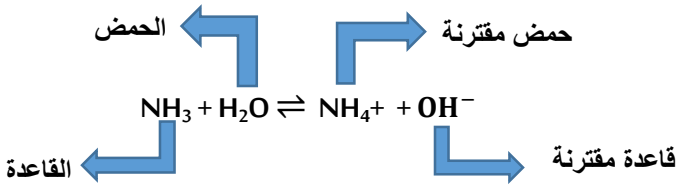
- نموذج لوري برونستد:

- الحمض: هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين.

- القاعدة: هو المادة المستقبلة لأيون الهيدروجين.

- هذي الأمثلة مهمة جدا ستأتي بالإختبار:





- الماء مادة مترددة لأنه يمكن أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد. (اذكر السبب)

- نموذج لوبين:

- الحمض: هو المادة المستقبلة لزوج من الإلكترونات.

- القاعدة: هو المادة المانحة لزوج من الإلكترونات.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- أذكر أمثلة على الأحماض الأحادية زالأحماض العديدة:

- الأحماض الأحادية للبروتين: $HCL - HCLO_3 - CH_3COOH$

- الاحماض عديدة البروتونات: $H_2So_4 - H_3Po_4 - H2Co_3$

- الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين في المحاليل تأين تام.
- الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتأين في المحاليل تأين جزئي.

- الحمض القوي: هو الحمض الذي يتأين كليا في الماء.
- الحمض الضعيف: هو الحمض الذي يتأين جزئيا في الماء.

- محاليل الأحماض القوية موصلة جيدة للكهرباء لأنها تنتج العدد الأقصى من الأيونات. (اذكر السبب)
- محاليل الأحماض الضعيفة موصلة غير جيدة للكهرباء لأنها تنتج أيونات أقل. (اذكر السبب)

- القاعدة القوية: هي القاعدة التي تتأين كليا في الماء.
- القاعدة الضعيفة: هي القاعدة التي تتأين جزئيا في الماء.

- محاليل القواعد القوية موصلة جيدة للكهرباء لأنها تنتج العدد الأقصى من الأيونات. (اذكر السبب)
- محاليل القواعد الضعيفة موصلة غير جيدة للكهرباء لأنها تنتج أيونات أقل. (اذكر السبب)

- الرقم الهيدروجيني PH والرقم الهيدروكسيدي POH .

- $PH = -Log\ [H]^+$

- $POH = -Log\ [OH]^-$

- $PH + POH = 14$

® إعداد: محمد عمران المسلط

- إذا كانت قيمة PH < 7 يكون المحلول حمضي
- إذا كانت قيمة PH > يكون المحلول قاعدي
- إذا كانت قيمة PH = 7 يكون المحلول متعادل

*ملاحظات هامة:

> أكبر

< أصغر

= يساوي

- مثال/ إذا كان الهيدروكسيد $[OH]^-$ في محلول مضاد الحموضة يساوي $3.2 \times 10^{-5}M$ احسب قيمة POH و PO لهذا المحلول؟

الحل/

$$POH = -Log\,[OH]^- = -Log\left[3.2 \times 10^{-5}\right] = 4.49$$

$$PH + POH = 14 \rightarrow PH = 14 - POH \rightarrow PH = 14 - 4.49 = 9.51$$

- تفاعل التعادل: هو تفاعل حمض مع قاعدة وينتج عنه ملح وماء.
- الكواشف: هي أصباغ كيميائية تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والمحاليل القاعدية.
- المحلول المنظم: هو محلول يقاوم التغيرات في قيمة PH عند إضافة كمية محددة من الأحماض والقواعد.

الفصل الثالث

- ملاحظة مهمة: تفاعلي الأكسدة والاختزال تفاعلين متكاملين إذا تأكسدت ذرة تختزل الذرة الأخرى.
- الأكسدة: هي عملية فقدان ذرة المادة للإلكترونات.
- الاختزال: هي عملية اكتساب ذرة المادة للإلكترونات.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- **ملاحظات هامة:**

- في تفاعل الأكسدة دائما يزيد عدد التأكسد.

- في تفاعل الاختزال دائما يقل عدد التأكسد.

- **العامل المؤكسد:** هي المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات ويقل عدد التأكسد).
- **العامل المختزل:** هي المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات ويزداد عدد التأكسد).

- **مثال/** حدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت والعامل المؤكسد وعامل الاختزال للتفاعل التالي:

أكسدة – عامل مختزل

$$2Al + 2Fe + 3O^{-2} \longrightarrow 2Fe + 2Al + 3O^{-2}$$

اختزال – عامل مؤكسد

- **مثال/** حددعدد التأكسد لعنصر Cl في $KClO_3$ وعدد التأكسد لعنصر S في So_3^{-2} ؟

الحل/

1) $KClO_3$:

$$K + Cl + 3(0) = 0 \rightarrow (+1) + Cl + 3(-2) = 0$$
$$+1 + Cl + (-6) \rightarrow Cl = +5$$

2) So_3^{-2} :

$$S + 3(0) = -2 \rightarrow S + 3(-2) = -2 \rightarrow S + (-6) = -2$$
$$S = +4$$

® إعداد: محمد عمران المسلط

الفصل الرابع

- **الكيمياء الكهربائية:** هي دراسة عمليات الأكسدة والاحتزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى الطاقة الكهربائية والعكس.
- **الخلايا الكهروكيميائية:** هي جهاز يستعمل تفاعل الأكسدة لإنتاج طاقة كهربائية أو يستعمل لإنتاج تفاعل كيميائي.

- **الخلايا الكهروكيميائية تنقسم إلى قسمين:**

- الخلايا الجلفانية (تلقائي) : هي نوع من الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

- خلايا التحليل الكهربائي (غيرتلقائي) : هي نوع من الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية.

- **ملاحظات هامة:**

- التفاعل في الخلايا الجلفانية تفاعل تلقائي.

- التفاعل في خلايا التحليل الكهربائي تفاعل غيرتلقائي.

- **مكونات الخلية الجلفانية:**

1- المصعد (الأنود).

2- المهبط (الكاثود).

3- القنطرة المحلية.

® إعداد: محمد عمران المسلط

- **جهد الاختزال:** هو مدى قابلية المادة لإكتساب الإلكترونات.

- كلما كان جهد الاختزال له قيمة أقل يكون التفاعل أكسدة.

- كلما كان جهد الاختزال له قيمة أعلى يكون التفاعل اختزال.

- **معادلة قياس جهد الخلية:**

$$\mathbf{E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}}$$

- **ملاحظات هامة:**

- إذا كانت قيمة $\mathbf{E_{cell}}$ موجبة الخلية يكون التفاعل تلقائي.

- إذا كانت قيمة $\mathbf{E_{cell}}$ سالبة الخلية يكون التفاعل غير تلقائي.

- **مثال/** احسب الجهد الكلي لخلية نحاس Cu والخارصين Zn :

$(\mathbf{E_{Cu} = +0.342\ V})$ ، $(\mathbf{E_{Zn} = -0.762\ V})$ ← الوحدة فولت $(\mathbf{V})$

الحل/

$$\mathbf{E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}}$$

$$\mathbf{= (+0.342) - (-0.762) = 1.104\ V}$$ ← التفاعل تلقائي

- **البطارية:** هي خلية جلفانية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج التيار الكهربائي.

- **تنقسم البطاريات إلى بطاريات أولية وبطاريات ثانوية:**

1- البطاريات الأولية: هي بطاريات تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال الغير عكسي.

(البطاريات الأولية لا يتم إعادة شحنها)

® إعداد: محمد عمران المسلط

- أنواع البطاريات الأولية: (عدد)

1- خلية الخارصين والكربون.

2- البطاريات القلوية.

3- بطاريات الفضة.

2- البطاريات الثانوية: هي بطارية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال العكسي.

(البطاريات الثانوية تستخدم أكثر من مرة ويمكن إعادة شحنها)

- أنواع البطاريات الثانوية: (عدد)

1- بطاريات المركم الرصاص الحمضية.

2- بطاريات الليثيوم.

3- خلايا الوقود.

- التآكل: هو خسارة الفلز الإلكترونات الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة.

(أشهر مثال على التآكل هو صدأ الحديد)

- طرق التآكل: (عدد)

1- الطلاء.

2- الأنود المضحي.

3- الجلفنة.

- خلايا التحليل الكهربائي: هي نوع من العلاقات الكهربائية التي تحول التيار الكهربائي إلى تفاعل كيميائي.
- تفاعل التحليل الكهربائي: تفاعل غير تلقائي ويحتاج إلى وجود مصدر تيار كهربائي لإحداث تفاعل كهربائي.
- تطبيقات التحليل الكهربائي:

1- التحليل الكهربائي للماء، وينتج عنه $2H_2 + O_2$

2- التحليل الكهربائي لمصهور NaCl (خلية داون)، وينتج عنه $2Na + Cl_2$

3- التحليل الكهربائي لماء البحر، وينتج عنه $(NaCl + H_2O)$

® إعداد: محمد عمران المسلط