

تتفاعل محاليل الحُمُوضِ مع القواعد لتكوين محاليل الأملاح و
جزيئات الماء، فمثلاً: يتفاعل محلول حمض الهيدروكلوريك
HCl مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH؛ فينتج محلول
ملح كلوريد الصوديوم NaCl أنظر الشكل (11) وجزيئات الماء
H₂O؛ وفق المعادلة الكيميائية الآتية:

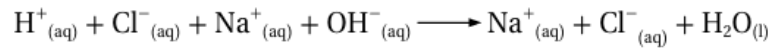


يُطلق على هذا التفاعل اسم **تفاعل التعادل**

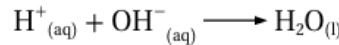
Neutralization Reaction؛ وهو التفاعل بين محلول الحمض
ومحلول القاعدة لتكوين الملح وجزيئات الماء.

المعادلة الأيونية Ionic Equation

يُمكنُ النظرُ إلى **المعادلة الأيونية Ionic Equation** أنها المعادلةُ التي تتضمنُ الأيونات الموجودةَ في المحلولِ المائيِّ؛ فحمضُ الهيدروكلوريك HCl يتأينُ في الماءِ منتجاً أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الكلوريد (Cl^-)، ويتأينُ هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماءِ منتجاً أيونات الصوديوم (Na^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-)، أنظرُ الشكلَ (12)، وبهذا يُمكنُ كتابةُ المعادلةِ الأيونيةِ لتفاعلِ محلولِ HCl معَ محلولِ NaOH على النحوِ الآتي:



يَتَّضِحُ مِنَ المعادلةِ أَنَّ أيوني Cl^- , Na^+ موجودانَ في الموادِّ المتفاعلةِ والنتيجةِ، ويُطلقُ على هذه الأيونات اسمُ **الأيونات المتفرجة Spectator Ions**، وهي الأيونات التي لمَ تشتَرِكْ في التفاعلِ ولمَ تتغيَّرْ شحنتُها، لذا؛ يُمكنُ حذفُها مِنْ طرفيِ المعادلةِ، وبهذا يُمكنُ كتابةُ **المعادلة الأيونية النهائية Net-Ionic Equation** التي تتضمنُ الأيوناتِ المتفاعلةَ فَقَطْ، وتكونُ المعادلةُ النهائيةُ تفاعلَ أيونات الهيدروجين H^+ مِنَ الحمضِ وأيونات الهيدروكسيد OH^- مِنَ القاعدةِ لتكوينِ جزيئاتِ الماءِ، كما يأتي:



المثال 2

يتفاعلُ حمضُ النيتريك HNO_3 معَ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وَفَقَ المعادلةِ الكيميائيةِ الموزونةِ الآتيةِ:



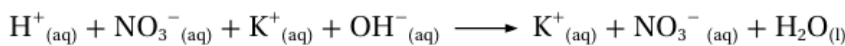
1 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ.

2 - أحددُ الأيوناتِ المتفرجةَ في المحلولِ.

3 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ.

الحلُّ:

1 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ:



2 - أحددُ الأيوناتِ المتفرجةَ: أيونات NO_3^- , K^+

3 - أكتبُ المعادلةَ الأيونيةَ النهائيةَ: $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$